Walter Cartolín Rodríguez

QUÍMICA

Teoría y práctica

- Exámenes UNI desarrollados por temas y con claves
- Actualizado según últimos prospectos
- Desarrollo completo de todo el curso
- Nuevos problemas resueltos y propuestos tipo UNI
- Claves para todos los problemas propuestos

QUÍMICA

Teoría y práctica

Walter Cartolín Rodríguez

QUÍMICA

Teoría y práctica

Editorial
San Marcos

Química: Teoría y práctica
Colección Uniciencia Sapiens
Walter Cartolín Rodríguez

© Walter Cartolín Rodríguez, 2007

© Editorial San Marcos E. I. R. L., editor
Jr. Dávalos Lissón 135, Lima, Lima, Lima
Teléfono: 331-1522
RUC: 20260100808
E-mail: informes@editorialsanmarcos.com

Diseño de portada: Gustavo Tuppia
Composición de interiores: Lidia Ramírez
Responsable de edición: Alex Cubas

Primera edición: 2007
Segunda edición: 2014
Tercera edición: diciembre 2015
Tiraje: 2000 ejemplares

Hecho el depósito legal en la Biblioteca Nacional del Perú
N.° 2015-17921
ISBN: 978-612-315-280-2
Registro de proyecto editorial N.° 31501001501403

Prohibida la reproducción total o parcial de esta obra,
sin previa autorización escrita del autor y del editor.

Impreso en el Perú / *Printed in Peru*

Pedidos:
Jr. Dávalos Lissón 135, Lima
Teléfono: 433-7611
E-mail: ventas@editorialsanmarcos.com
www.editorialsanmarcos.com

Impresión:
Editorial San Marcos de Aníbal Jesús Paredes Galván
Av. Las Lomas 1600, Urb. Mangomarca, San Juan de Lurigancho, Lima, Lima
RUC: 10090984344
Marzo 2016

ÍNDICE

Presentación 11

CAPÍTULO 01: MATERIA Y ENERGÍA

Biografía: Albert Einstein 13
Definición 14
Fenómeno 14
Propiedades físicas y químicas 14
Materia 15
Materia y energía 16
Relatividad de la masa 16
Clases de materia 17
Sistema disperso 18
Energía 19
Definiciones importantes 19
Problemas resueltos 20
Problemas de examen de admisión UNI 28
Problemas propuestos 30

CAPÍTULO 02: TEORÍA ATÓMICA - MODELOS ATÓMICOS - ESTRUCTURA ATÓMICA MODERNA

Biografía: John Dalton 39
Teorías sobre la constitución de la materia 40
Series espectrales del átomo hidrógeno 52
Estructura atómica moderna 55
Peso atómico promedio (PA) o masa atómica promedio ($\bar{A}r$) 57
Problemas resueltos 59
Problemas de examen de admisión UNI 67
Problemas propuestos 69

CAPÍTULO 03: NÚMEROS CUÁNTICOS - CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Biografía: Erwin Schrödinger 77
Números cuánticos 78
Configuración electrónica 80
Problemas resueltos 87
Problemas de examen de admisión UNI 94
Problemas propuestos 96

CAPÍTULO 04: TABLA PERIÓDICA

Biografía: Dmitri Mendeléyev 101
Clasificación de los elementos químicos 102
Tabla periódica actual 103
Estabilidad química 111
Notación de Lewis 112
Problemas resueltos 112
Problemas de examen de admisión UNI 120
Problemas propuestos 122

CAPÍTULO 05: ENLACE QUÍMICO

Biografía: Gilbert Lewis 131
Definición 132
Tipos de enlace 132
Resonancia 134
Geometria molecular 135
Momento dipolar (μ) 136
Polaridad de las moléculas 136
Enlace metálico 137
Fuerzas intermoleculares 137
Problemas resueltos 139
Problemas de examen de admisión UNI 151
Problemas propuestos 153

CAPÍTULO 06: NOMECLATURA INORGÁNICA

Biografía: Edward Frankland 161
Definición 162
Función química 162
Valencia 162
Estado de oxidación (EO) 162
Funciones inorgánicas 163
Ácidos especiales 169
Radicales 169
Función sal 170
Aleaciones 173
Amalgamas 173
Nombres comunes de compuestos 176
Problemas resueltos 177
Problemas de examen de admisión UNI 187
Problemas propuestos 189

CAPÍTULO 07: CONCEPTOS FÍSICOS

Biografía: Daniel Fahrenheit 195
Densidad 196
Densidad de una mezcla 196
Densidad relativa (Dr) 197
Peso específico (PE) o (γ) 197
Gravedad específico (GE) 198
Presión 200
Temperatura 209
Problemas resueltos 213
Problemas propuestos 217

CAPÍTULO 08: UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

Biografía: Amedeo Avogadro 219
Masa atómica ($\overline{A}r$) 220
Masa molecular ($\overline{M}$) 220
Atomicidad 221
Volumen molar (V_m) 222
Problemas resueltos 225
Problemas propuestos 239

CAPÍTULO 09: COMPOSICIÓN ESTEQUIOMÉTRICA

Biografía: Louis Proust 241
Fórmula empírica (FE) 242

Fórmula molecular (FM) 242
Problemas resueltos 245
Problemas de examen de admisión UNI 251
Problemas propuestos 252

CAPÍTULO 10: ESTADO GASEOSO

Biografía: Louis Gay-Lussac 259
Definición 260
Modelo de un gas ideal 260
Propiedad macroscópica 260
Propiedad microscópica 260
Velocidad promedio 260
Ecuación general de los gases Ideales (Clausius) 261
Procesos gaseosos restringidos 261
Ecuación universal de los gases ideales 266
Hipótesis de Avogadro y Ampere 266
Ley de Avogadro 267
Mezcla de gases 270
Leyes de la mezcla de gases 270
Gases húmedos 275
Presión de vapor (P_V) 275
Humedad relativa (HR) 276
Punto de rocío 276
Ley de difusión gaseosa o ley de Thomas Graham 279
Problemas resueltos 281
Problemas de examen de admisión UNI 288
Problemas propuestos 290

CAPÍTULO 11: LÍQUIDOS Y SÓLIDOS

Biografía: Robert Boyle 297
Estado líquido 298
Propiedades intensivas 298
Curvas de calentamiento y enfriamiento 299
Diagrama de fases 299
Temperatura y presión críticas 300
Estado sólido 300
Punto de fusión 302
Sublimación 302
Problemas resueltos 305
Problemas propuestos 311

CAPÍTULO 12: REACCIONES QUÍMICAS

Biografía: Antoine Lavoisier 321
Ecuaciones químicas 322
Reacción química 322
Balance de reacciones 324
Problemas resueltos 331
Problemas de examen de admisión UNI 341
Problemas propuestos 343

CAPÍTULO 13: ESTEQUIOMETRÍA

Biografía: Jacob Berzelius 349
Definición 350
Leyes ponderales (relacion masa-masa) 350

Leyes volumétricas 351
Eficiencia o rendimiento de una reacción 352
Pureza o riqueza de una sustancia química 352
Masa equivalente (m_{eq}) 355
Equivalente gramo (1 Eq) 356
Problemas resueltos 357
Problemas de examen de admisión UNI 369
Problemas propuestos 371

CAPÍTULO 14: SOLUCIONES

Biografía: John Tyndall 377
Sistema disperso 378
Clasificación de las dispersiones 378
Características del agua 378
Propiedades del agua 379
Soluciones (disoluciones) 379
Unidades de concentración 381
Neutralización ácido-base 382
Dilución 383
Coloides 383
Problemas resueltos 387
Problemas de examen de admisión UNI 399
Problemas propuestos 402

CAPÍTULO 15: CINÉTICA QUÍMICA - EQUILIBRIO QUÍMICO

Biografía: Henry Le Châtelier 407
Cinética química 408
Equilibrio químico 410
Problemas resueltos 414
Problemas de examen de admisión UNI 425
Problemas propuestos 427

CAPÍTULO 16: ÁCIDOS Y BASES

Biografía: Johannes Bronsted 435
Ácido 436
Base o álcalis 436
Teorías de ácidos y bases 436
Fuerza de acidez 437
Equilibrio iónico 438
Potencial de hidrógeno (pH) 439
Indicadores 439
Titulación o neutralización ácido-base 440
Grado de disociación (α) 440
Hidrólisis de iones 441
Solución reguladora 443
Problemas resueltos 445
Problemas de examen de admisión UNI 453
Problemas propuestos 455

CAPÍTULO 17: ELECTROQUÍMICA

Biografía: Svante Arrhenius 461
Definición 462
Celda electrolítica 462
Relaciones físico-químicas 463
Leyes de Michael Faraday 463

Celdas galvánicas 464
Celda de concentración 466
Batería o pila 466
Problemas resueltos 469
Problemas de examen de admisión UNI 480
Problemas propuestos 483

CAPÍTULO 18: QUÍMICA ORGÁNICA

Biografía: August Kekulé 489
Definición 490
Generalidades 490
Diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos 490
Carbono (C) 490
Clases de carbono 490
Propiedades químicas 491
Fórmulas de un compuesto orgánico 493
Isomería 493
Deducción de fórmulas globales 495
Grupos funcionales 495
Hidrocarburos (HC) 496
Alcanos (R – H) 497
Alquilo (– R) 498
Prefijos comunes (alcanos) 499
Nomeclatura IUPAC 500
Metano 501
Alquenos, olefinas o etilénicos 502
Alquinos acetilénicos 504
Hidrocarburos alicíclicos 504
Acetileno o etino 506
Alquino 509
Hidrocarburos aromáticos 509
Benceno (C_6H_6) 509
Compuestos aromáticos heterocíclicos 513
El petróleo 514
Gas natural 517
Gasolina 517
Funciones oxigenadas 520
Funciones alcohol (R – OH) 520
Función éter (R – O – R') 523
Función aldehído (R – CHO) 524
Función cetonas (R – CO – R) 525
Ácidos carboxílicos (R – COOH) 525
Funciones nitrogenadas 529
Función amina 529
Función amida 529
Función nitrilo (R – CN) 530
Función imina 530
Aminoácidos 530
Proteínas 531
Péptidos 531
Vitaminas 532
Alcaloides 534
Glúcidos: carbohidratos 534
Problemas resueltos 539
Problemas de examen de admisión UNI 553
Problemas propuestos 555

CAPÍTULO 19: ECOLOGÍA Y CONTAMINACIÓN AMBIENTAL
QUÍMICA DESCRIPTIVA - QUÍMICA APLICADA

Biografía: Richard Feynman 563
Ecología 564
Contaminación química 564
Contaminación del aire 564
Contaminación del agua 566
Contaminación del suelo 568
Otros tipos de contaminación 568
Soluciones a la contaminación 569
Tratamiento de residuos nucleares 569
Química descriptiva 570
Hidrógeno (H) 572
Oxígeno (O) 573
Ozono (O_3) 575
Nitrógeno (N) 576
Amoniaco (NH_3) 576
Ácido nítrico (HNO_3) 577
Ácido clorhídrico (HCl) 578
Vidrios 579
Agua (H_2O) 579
Siderurgia 581
Halógenos 583
Química aplicada 584
Problemas resueltos 589
Problemas de examen de admisión UNI 600
Problemas propuestos 602

PRESENTACIÓN

El libro de *Química* de la Colección Uniciencia Sapiens resume de manera didáctica, sencilla y ordenada, los temas que actualmente se vienen desarrollando en el curso de Química, para que pueda servir como herramienta en la preparación de los estudiantes próximos a rendir un examen de admisión, e inclusive, por la manera tan detalla cómo se ha venido trabajando el material, puede ser utilizado como libro de consulta para los estudiantes que aún cursan el nivel secundario.

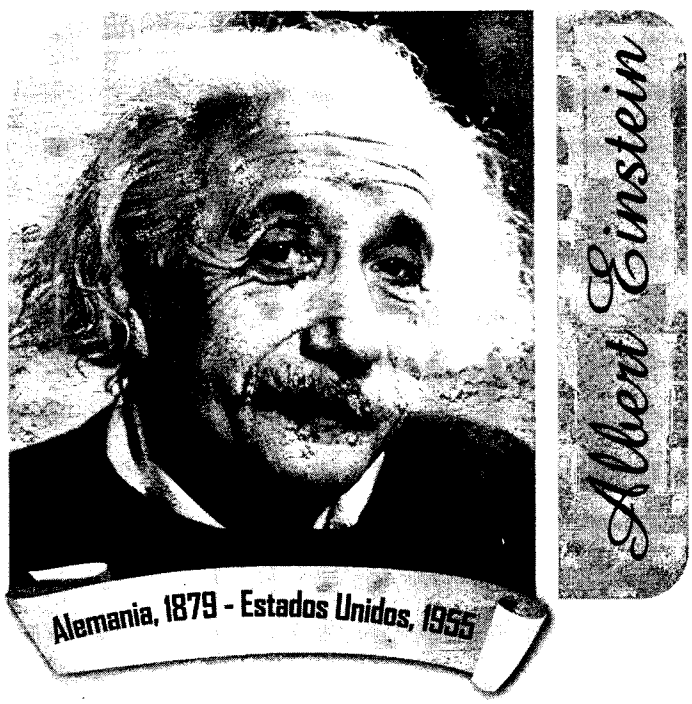
El libro presenta diecinueve capítulos, en los cuales se desarrollan los conceptos elementales y se avanza gradualmente hacia los problemas más complicados; a la vez, cada capítulo contiene problemas resueltos que son desarrollados paso a paso, problemas de examen de admisión UNI y problemas propuestos con sus respectivas claves.

Cabe resaltar que la selección de los problemas se ha realizado teniendo como base los temas de los prospectos de admisión de las diversas universidades. Todas estas características manifiestan el afán y el deseo del autor de contribuir con el avance y desarrollo intelectual de los estudiantes.

El Editor

Materia y energía

capítulo 01



Albert Einstein (Ulm, Imperio alemán, 14 de marzo de 1879-Princeton, Estados Unidos, 18 de abril de 1955) fue un físico alemán de origen judío, nacionalizado después suizo y estadounidense. Es considerado el científico más conocido y popular del siglo XX. En 1905, cuando era un joven físico desconocido, publicó su teoría de la relatividad especial; en ella incorporó, en un marco teórico simple fundamentado en postulados físicos sencillos, conceptos y fenómenos estudiados antes por Henri Poincaré y por Hendrik Lorentz. Como una consecuencia lógica de esta teoría, dedujo la ecuación de la física más conocida a nivel popular: la equivalencia masa-energía, $E = mc^2$. Con la teoría de la relatividad especial de Albert Einstein se inició una nueva etapa, la cinemática relativista, donde el tiempo y el espacio no son absolutos y sí lo es la velocidad de la luz.

La equivalencia entre masa y energía descubierta por Einstein obliga a rechazar la afirmación de que la masa convencional se conserva porque masa y energía son mutuamente convertibles. De otra manera, se puede afirmar que la masa relativista equivalente (el total de masa material y energía) se conserva, pero la masa en reposo puede cambiar, como ocurre en aquellos procesos relativistas en que una parte de la materia se convierte en fotones.

Fuente: Wikipedia

DEFINICIÓN

Es una ciencia experimental que estudia las propiedades, transformaciones y combinaciones que sufre la materia.
Siendo la química muy extensa, se divide en:

Química general

Estudia las leyes fundamentales que se relacionan con las sustancias químicas y sus transformaciones.

Química inorgánica

Estudia los cuerpos químicos que, generalmente, forman parte de la naturaleza inanimada.

Química orgánica o química del carbono

La primera denominación se le dio porque se creía que estos compuestos solo se formaban por la actividad vital de los seres vivos. Se le ha dado, posteriormente, el segundo nombre al comprobar que se pueda obtener por síntesis. Trata del estudio de los compuestos que contienen carbono.

Química analítica

Estudia los métodos para determinar la composición de las sustancias, tanto en lo que se refiere a la naturaleza de los constituyentes (cualitativa) como a la cantidad (cuantitativa).

Química física

Estudia los principios teóricos de la química.

Química industrial

Estudia los procedimientos de obtención a gran escala.

Bioquímica

Estudia las transformaciones químicas que tienen lugar en los seres vivos.

FENÓMENO

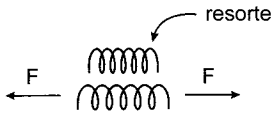
Es cualquier cambio que sufre la **materia**.

Fenómeno físico

Es un cambio pasajero que no altera la estructura interna de la materia.

Ejemplo:

- Dilataciones.



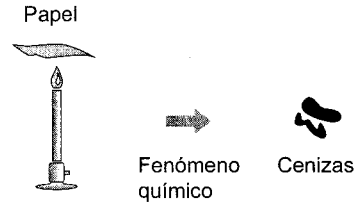
Al cesar la fuerza F, regresa a su estado original.

Fenómeno químico

Es el cambio que altera la estructura íntima de la materia; no es reversible.

Ejemplo:

Combustión de un papel se carboniza y no puede convertirse nuevamente en papel.



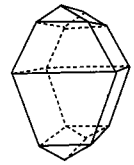
Fenómeno alotrópico

Cuando un elemento químico se encuentra en 2 o más formas diferentes.

Ejemplo:

- O_2; O_3 (ozono). Sus propiedades químicas son diferentes.
- C (grafito), C (diamante)

P_2 y P_4
(fósforo blanco) (fósforo rojo)



Azufre rómbico

Azufre monoclínico

PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS

Las sustancias se caracterizan por sus propiedades individuales y algunas veces, únicas.

Una propiedad física

Se puede medir y observar sin modificar la composición o identidad de la sustancia. Ejemplo: color, punto de ebullición, densidad, etc.

Una propiedad química

Se puede observar esta propiedad al realizar un cambio químico. Ejemplo: combustión (combustibilidad), etc.
Todas las propiedades medibles de la materia pertenecen a una de dos categorías: propiedades extensivas e intensivas.

Propiedad extensiva

El valor medido de esta propiedad **depende de la cantidad de materia** considerada.
Ejemplo: longitud, masa, volumen.
A mayor cantidad de materia, mayor masa. Los valores de una misma propiedad extensiva se pueden sumar.

Propiedad intensiva

El valor medido de esta propiedad **no depende** de cuánta materia (**masa**) se considere. Ejemplo: temperatura, densidad, color, etc.
Las propiedades químicas son todas intensivas.

MATERIA

Es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, se caracteriza por tener masa y es perceptible por nuestros sentidos. Ejemplo: tiza, perfumes, aire, papel, lapicero,... etc.

División de la materia

Una de las propiedades de la materia es la divisibilidad (partición), por la cual la materia puede ser dividida en partes cada vez más pequeñas.

¿Hasta dónde puede llegar esta división?
Antiguamente se creía que el átomo era la última división, pero hoy sabemos que la última división lo constituyen las partículas subatómicas.

Propiedades generales

Divisibilidad. Propiedad de la materia de dividirse en partes, según sea el tipo de proceso. Ejemplo: tiza, papel,... etc.

Impenetrabilidad. Dos o más cuerpos no pueden ocupar un mismo espacio a la vez.

Inercia. Es la resistencia que opone la masa al movimiento.

Maleabilidad. Cuando la materia sólida, puede convertirse en láminas delgadas.

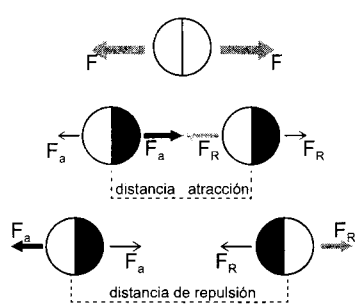
Dureza. Es la resistencia que oponen los cuerpos a ser rayados.

Estado de la materia

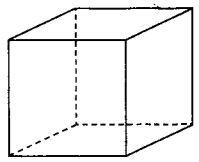
La materia existe en cuatro estados, tres fundamentales y el cuarto estado que es el que más abunda en la naturaleza: sólido, líquido, gaseoso y plasmático.
En toda molécula existe dos tipos de fuerzas intermoleculares:

Fuerza de atracción (F_a): que nos permite la cohesión y el ordenamiento de las moléculas.

Fuerza de repulsión (F_R): que permite la separación de las moléculas.



Estado sólido. Se caracteriza por tener forma y volumen definido, debido a que la fuerza de atracción intermolecular es mayor que la fuerza de repulsión.

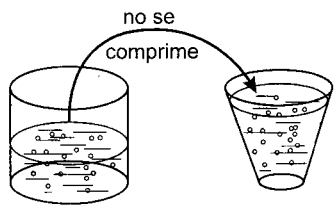


$F_a >> F_R$

Sólido: amorfo, cristalino (forma geométrica regular).

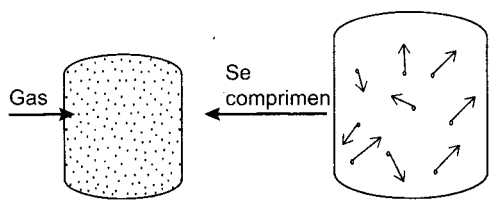
Estado líquido. Se caracteriza por tener volumen definido y forma variable según el recipiente que lo contenga, debido al equilibrio existente entre la fuerza de atracción y la de repulsión.

$F_a = F_R$



Estado gaseoso. Estos carecen de forma y volumen definido debido a que la fuerza de repulsión intermolecular es mayor que la fuerza de atracción.

$F_a >> F_R$



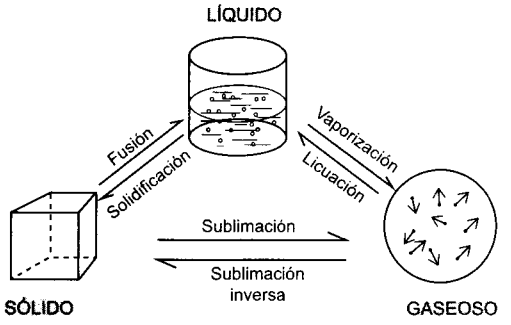
Estado plasmático. Es el cuarto estado de la materia, es energético y se considera al plasma, como un gas cargado eléctricamente (ionizado); conformado por moléculas, átomos, electrones y núcleos; estos últimos provenientes de átomos desintegrados.

Se encuentra a elevadísimas temperaturas de 20 000 °C. Ejemplo: En el núcleo del Sol, de las estrellas, energía atómica.

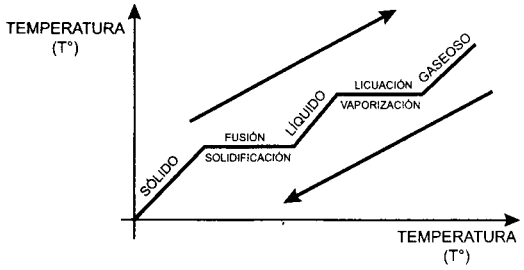
En la superficie terrestre a una distancia de 200 km, se encuentra el plasma de hidrógeno conformando el cinturón de Van Allen.

Cambios de estado

La materia cambia de un estado a otro por efecto de la temperatura y presión. Ya sea aumentado o disminuyendo la energía calórica.



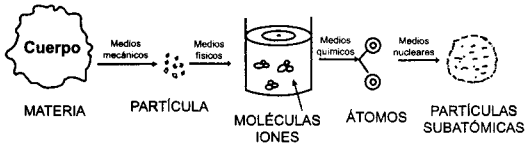
Curva de calentamiento



$$T°_{fusión} = T°_{solidificación}$$
$$T_{vaporización} = T_{licuación}$$

Ejemplo: El H_2O

$T°_{fusión} = 0\ °C$
$T°_{solidificación} = 0\ °C$
$\therefore T°_{fusión} = T°_{solidificación}$



MATERIA Y ENERGÍA

Según los conceptos modernos se define a la materia, como la energía altamente condensada, ya que toda transformación de materia es proporcional a una transformación de energía y viceversa.
De acuerdo a la ecuación energética presentada por Albert Einstein.

1.ª ecuación de Einstein

$$E = mc^2$$

E: variación de la energía (erg; joule)
m: variación de la materia (g; kg)
c: velocidad de la luz $3 \times 10^{10}\ \frac{cm}{s} = 3 \times 10^{8}\ \frac{m}{s}$

Ejemplo:

Determinar la cantidad de energía que se obtiene al desintegrar totalmente un gramo de una sustancia radiactiva. Dar respuesta en ergios.

Resolución:

$m = 1\ g$
$c = 3 \times 10^{10}\ cm/s$
Sabemos: $E = mc^2$
$E = 1\ g(3 \times 10^{10} cm/s)^2 = 9 \times 10^{20}$ ergios

RELATIVIDAD DE LA MASA

Dentro de la física clásica, la masa se considera invariable, pero si logra moverse a velocidades próximas a la de la luz, si sufre variaciones: de acuerdo a la ecuación planteada por Einstein.

Ecuación de la relatividad:

$$m_f = \frac{m_o}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}}$$

Donde: m_o: Masa inicial del cuerpo
m_f: Masa final del cuerpo
v : Velocidad del cuerpo
c : Velocidad de la luz: $(3 \times 10^{10}\ cm/s)$

Ejemplos:

1. ¿En cuánto se incrementa la masa de una partícula cósmica si su velocidad es los 3/5 de la velocidad de la luz?

   Resolución:

   $v = \frac{3}{5} c$

   $\therefore \frac{v^2}{c^2} = \frac{9}{25}$

   2.ª ecuación de Einstein:

   $$m_f = \frac{m_o}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}}$$

   $$m_f = \frac{m_o}{\sqrt{1 - \frac{9}{25}}} \Rightarrow m_f = \frac{5}{4} m_o$$

   $$m_f - m_o = \frac{5}{4} m_o - m_o = \frac{1}{4} m_o$$

2. Si se cumple: $\frac{m_o}{m_f} = \frac{\sqrt{3}}{2}$, ¿cuál sería la velocidad que alcanzaría dicho cuerpo en ese instante?

   Resolución:

   De la relación: $m_f = \frac{m_o}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}}$

   Dándole forma y elevando al cuadrado:

$$\left(\frac{m_o}{m_f}\right)^2 = 1 - \frac{v^2}{c^2}$$

$$\Rightarrow \left(\frac{v}{c}\right)^2 = 1 - 0{,}75 \Rightarrow v = 0{,}5\ c$$

$$\Rightarrow v = 0{,}5(3 \times 10^{10} cm/s)$$

$$\therefore\ v = 1{,}5 \times 10^{10}\ cm/s$$

3. Un cuerpo sale de la tierra con una masa inicial de 50 kg. En un momento dado su velocidad es de 150 000 km/s. ¿Cuál es la masa en ese momento?

Resolución:

$m_o = 50$ kg
$v = 15 \times 10^4$ km/s
$c = 3 \times 10^5$ km/s

Por la ecuación de la relatividad de Einstein:

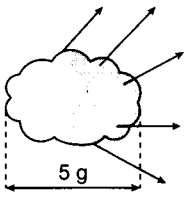
$$m_f = \frac{m_o}{1 - \frac{v^2}{c^2}}$$

$$m_f = \frac{m_o}{\sqrt{1 - \left(\frac{15 \times 10^4}{3 \times 10^5}\right)^2}}$$

Efectuando: $m_f = 100\frac{\sqrt{3}}{3}$ kg

4. La desintegración de una porción de masa da lugar a la liberación de 45×10^{19} erg de energía. Si la masa inicial fue de 5 g. ¿Qué porcentaje pasó a ser energía?

Resolución:



$E = 45 \times 10^{19}$ erg
$c = 3 \times 10^{10}$
$E = mc^2$

$$m = \frac{45 \times 10^{19}}{(3 \times 10^{10})^2} = 0{,}5\ g$$

masa transformada a energía: 0,5 g

Hallando: %
5 g ⟶ 100%
0,5 g ⟶

$\frac{0{,}5}{5}(100) = 10\%$ (pasó a ser energía)

5. En un momento dado un cuerpo alcanza la velocidad de $\frac{\sqrt{5}}{3}c$. ¿En qué porcentaje ha cambiado la masa con respecto a la inicial?

Resolución:

$v = \frac{\sqrt{5}}{3}c$ $\qquad \frac{m_f - m_o}{m_o}(100)\ ...\ (\alpha)$

Al cuadrado:

$$\frac{v^2}{c^2} = \frac{5}{9}$$

De la ecuación: $m_f = \dfrac{m_o}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}}$

$$m_f = \frac{m_o}{\sqrt{1 - \frac{5}{9}}} = \frac{3}{2}m_o$$

En ec.(α): $\dfrac{\frac{3}{2}m_o - m_o}{m_o}(100) = 50\%$

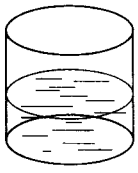
◀ CLASES DE MATERIA

Materia homogénea

Es la materia que presenta un solo aspecto en toda su masa y posee las mismas propiedades físicas y químicas en cada punto. Se divide en:

a. **Mezcla homogénea.** Es una reunión de 2 o más componentes, donde solo se aprecia un solo aspecto en cada punto, no se puede diferenciar de sus componentes, a simple vista.

Ejemplo:



H_2O = 1 solo aspecto: cristalino (incoloro).

Mezcla de Sales: (SO_4Ca, So_4Mg, cloro, flúor, O_2, NaCl, ... etc).

(Aire) ⇒ mezcla: O_2, N_2, gases nobles, CO^+

Granito: cuarzo, mica, feldespato.
Pólvora: azufre, carbón, nitrato de potasio.
Acero: Fe, C.

b. **Sustancia.** Son especies químicas definidas por sus propiedades físicas y químicas y se divide en:

- **Sustancia simple (elemento químico).** Aquella sustancia conformada por una sola clase de átomos definidos por sus propiedades físicas y químicas.

Ejemplo:

	Fe	Cu	Pb
T °C ebullición	3000	2336	1620
T °C fusión	1536	1084	327
Densidad	7,86 g/cm^3	8,92	11,34

Actualmente existen 107 elementos químicos

- **Sustancia compuesta (compuesto).** Aquella sustancia formada por una sola clase de moléculas. La molécula está formada por átomos diferentes. También se encuentra definida por sus propiedades físicas.

Ejemplo:

H_2O: Posee 2 elementos diferentes (H,O)

$d = 1\ g/cm^3$

$t_1 = 100\ °C$ (ebullición)

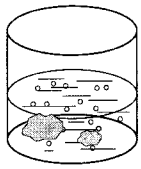
$t_2 = 0\ °C$ (solidificación)

Materia heterogénea

Es la materia en la cual se pueden apreciar porciones que se diferencian de otras por las propiedades características.

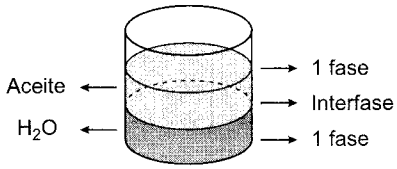
Ejemplo:

Agua con piedra, aceite y agua.



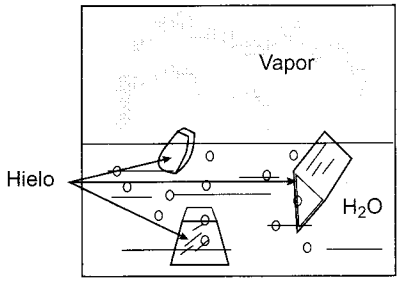
Ejemplos:

1. Indicar cuántas fases y componentes existen en la mezcla con aceite y agua.



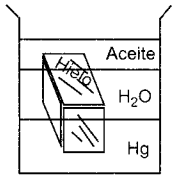
Fases:
2 fases (difásico)
Componentes: 2: aceite y agua
Sistema: binario (existe 2 componentes)

2. De la figura, indicar las fases componentes:



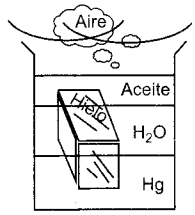
Fases: 3
(s,l,v): trifásico
Componentes: $1(H_2O)(s, l, v)$
Sistema unitario: 1 componente (H_2O)

3. Del sistema de la figura, el recipiente se encuentra abierto. Hallar el n.° fases, n.° componentes y el tipo de sistema.



Resolución:

Como el recipiente está abierto influye, el aire



Fases:
5 fases (pentafásico)
Componentes: 4 (aire, $H_2O_{(s,l)}$, aceite, Hg)
Sistema cuaternario

Según el estado de agregación molecular la materia:

◀ SISTEMA DISPERSO

Es una mezcla en la cual se distribuyen las partículas en un medio homogéneo. Está conformado por 2 elementos:

Fase dispersa: el medio donde fluirá el dispersante.

Fase dispersante o continua: dependiendo del tamaño y forma de las partículas dispersas se clasifican:

Sistema grosero o macroscópico

cuando el disperso es observado por el ojo humano. Ejemplo: arena y agua.

Sistemas finos

El disperso puede ser observado utilizando el microscopio. Pueden ser:

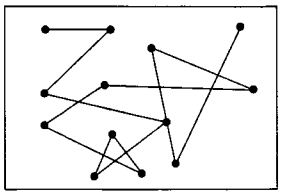
Emulsiones. Conformada por 2 fases líquidas inmiscibles. Ejemplo: agua y aceite, leche, mayonesa, diámetro dispersión $\leq 0{,}005$ mm.

Suspensiones. Conformada por una fase sólida y una líquida. Las partículas dispersas son relativamente grandes. **Ejemplo:** arcilla, tinta china (negro de humo + H_2O)

Coloides. O soles. Es un sistema heterogéneo donde el sistema disperso puede ser observado a través del ultramicroscopio, el tamaño de las partículas del disperso está entre 10 Å y 10^3 Å.

Según la afinidad de los coloides por la fase dispersante se denominan: **liófilos** (si tienen afinidad) y **liófobos** (si no la tienen). Cuando el medio dispersante es el agua se llaman **hidrófilos** o **hidrófobos** respectivamente.

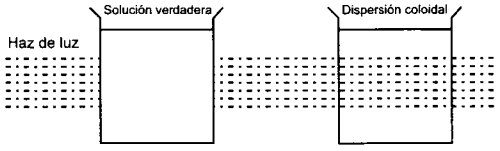
La fase dispersa está constituida por partículas llamadas **micelas**, las cuales se hallan en continuo movimiento, siguiendo trayectorias de zigzag, a este fenómeno se denomina **movimiento browniano**.



Movimiento browniano

Una propiedad óptica de los **coloides** consiste en la difracción de los rayos de luz que pasan a través de una disolución coloidal **(efecto Tyndall)**.

Esto no ocurre si el rayo de luz atraviesa una solución verdadera.



Efecto tyndall

Soluciones. Es un sistema homogéneo, de una sola fase, donde las partículas de dispersión son iones o moléculas. Ejemplo: solución azucarada (H_2O y azúcar).

Ejemplos de coloides:

Tipo	Denominación	Ejemplo
Gas en **líquido**	niebla, aerosol líquido	espuma, nubes
Gas en **sólido**	polvo, humo, aerosol sólido	piedra pómez, humos
Líq. en gas	espuma, aerosol	niebla, neblina, espuma
Líq. en **líq.**	emulsión	leche, mayonesa
Líq. en sol.	soles, soluciones coloidales	pinturas, ópalo
Sol. en líq.	emulsiones sólidas, geles	clara de huevo, gelatina
Sol. en **sol.**	aleaciones, vidrios	rubí, esmeralda, otras gemas

ENERGÍA

Es la capacidad que tienen los cuerpos para realizar un determinado trabajo. Pueden ser:

Energía cinética (Ec)

Es propia de los cuerpos en movimiento y se define como el semiproducto de la masa de cuerpo por su velocidad elevada al cuadrado.

Donde: $E_c = \frac{1}{2}mv^2$

m: masa del cuerpo
v: velocidad

Energía potencial (E_p)

Es propia de los cuerpos en reposo y es virtud de la altura tomada como referencia.

E_p = peso(altura)

Energía electromagnética

Son formas de energía que se transmiten siguiendo un movimiento ondulatorio, causado por campos magnéticos y eléctricos.

DEFINICIONES IMPORTANTES

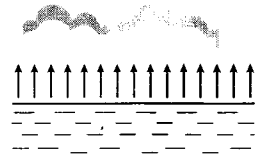
Cambio de estado: líquido → vapor

Punto de fusión

De una sustancia, es la temperatura a la cual se encuentra el equilibrio entre el estado cristalino de alta ordenación y el estado líquido más desordenado.

Evaporación

Aquel fenómeno que ocurre en la superficie del líquido.



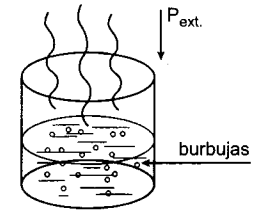
Ebullición

Es una vaporización a temperatura constante y se observa porque se produce burbujas en la masa del líquido.

Punto de ebullición. De un líquido, es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido se hace igual a la presión atmosférica que se encuentre sobre él.

Ejemplo:

El H_2O hierve a 100 °C
Presión exterior: 1 atm



Si la $P_{ext.}$ disminuye → T ebullición disminuye

Volatilización

Es una vaporización rápida e instantánea, que presentan solo algunos líquidos por ser perceptibles por el olfato. Ejemplo: líquido volátiles, alcohol, acetona, ron, gasolina, etc.

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

I. Todo cambio en los estados de agregación es un fenómeno físico.

II. Un sistema homogéneo presenta una sola fase.

III. Toda sustancia constituye siempre un sistema homogéneo.

Resolución:

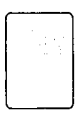
En relación a las afirmaciones:

I. Verdadero

Los procesos de cambio de estado no modifican la identidad de los materiales por lo que corresponden a fenómenos físicos.

II. Verdadero

En un sistema homogéneo los componentes se distribuyen entre sí de una manera uniforme, por lo que forman una sola fase.



Ejemplo: aire
(O_2, N_2, Ar, CO_2, H_2O, etc.)

III. Verdadero

La materia pura al estar formado por un solo tipo de componente (sustancia), corresponde a un sistema homogéneo.

2. Responder verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Una sustancia generalmente puede identificarse mediante una propiedad intensiva tal como su punto de ebullición.

II. Para medir el valor de una propiedad química de una sustancia, es necesario que en el experimento se transforme en nuevas sustancias.

III. En una mezcla, cada sustancia mantiene sus propiedades.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Verdadero

La identificación de las sustancias se desarrollan en base a la medida de propiedades que no dependan de la cantidad de materias (intensivas), como:

- Punto de fusión o ebullición
- Densidad, etc.

II. Verdadero

La medida de una propiedad química involucra necesariamente una relación química.

Ejemplo: calor de combustión:

Combustible + O_2 → CO_2 + H_2O + calor

III. Verdadero

Los componentes de toda mezcla conserva su identidad así como sus propiedades, por esa razón se pueden separar por medio físicos.

- Destilación
- Evaporación, etc.

∴ VVV

3. ¿Cuáles de los siguientes procesos no corresponde a un fenómeno químico?

I. Combustión de papel.

II. Laminado de un alambre de cobre.

III. Evaporación de la acetona.

IV. Fermentación del jugo de uvas.

Resolución:

Se denominan fenómenos a aquellos procesos donde ocurre transformación de la materia, pueden ser:

- Físicos: no hay cambio en la identidad del material.
- Químicos: hay cambio en la identidad, ya que se forman nuevas sustancias.

Los fenómenos:

- Combustión del papel: se forman CO_2 y H_2O.
- Fermentación del jugo de uvas: se forma alcohol.

Son químicos ya que aparecen nuevas sustancias.

Fenómenos físicos:

- Laminado del cobre.
- Evaporación de la acetona.

∴ No son fenómenos químicos II y III.

4. Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

I. Los compuestos son sustancias que pueden descomponerse por medios químicos en sustancias más simples.

II. El agua potable constituye una mezcla homogénea.

III. En la naturaleza suele encontrarse la galena de color negro, junto con el cuarzo de color blanco, constituyendo una mezcla homogénea.

Resolución:

En relación a las proposiciones:

I. Verdadero

Las sustancias compuestas al estar formados por la unión química de dos o más elementos se pueden descomponer por medios químicos.

Ej.: electrólisis del NaCl fundido (líquido).

$$NaCl_{(l)} \Rightarrow \underbrace{Na_{(l)} + Cl_{2(g)}}_{\text{elementos}}$$

II. **Verdadero**

El agua potable presenta los componentes:

$\underbrace{H_2O,\ Cl_2,\ O_2,\ CO_3^{-2}}$
indistinguibles uno de otros

∴ Es una mezcla homogénea (materia impura).

III. Falso
Al reunir los siguientes componentes:
- Galena: color negro.
- Cuarzo: color blanco.

Se forma una mezcla heterogénea, ya que se distinguen por su color.

∴ VVF

5. Dadas las siguientes proposiciones referidas a fenómenos que puede sufrir la materia, determinar la alternativa de respuesta que contiene fenómenos físicos:
I. El yodo se sublima siendo sus vapores de color violeta.
II. La electrólisis del agua.
III. El sodio pierde electrones.

Resolución:

Para que un fenómeno sea físico, no debe haber cambio en la identidad del material (es el mismo al final).

De acuerdo a los procesos:

I. **Sublimación del yodo** (F). Solo ocurre cambio en su estado físico, según:

$$\underset{}{I_{2(s)}} \longrightarrow \underbrace{I_{2(g)}}_{\text{color violeta}}$$

II. **Electrólisis del agua** (Q). El H_2O se descompone en sus elementos por el paso de la corriente eléctrica (ce):

$$H_2O_{(l)} \xrightarrow{ce} \underbrace{H_{2(g)} + O_{2(g)}}_{\text{elementos}}$$

III. **Oxidación del sodio** (Q). Esto ocurre por pérdida de electrones, generalmente se forma un oxido:

$$Na_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow \underbrace{Na_2O_{(s)}}_{\text{óxido}}$$

∴ Es un fenómeno físico (F), solo I.

6. Clasifica los siguientes fenómenos como físicos (F) o químicos (Q) respectivamente:
I. Una gota de agua que se evapora.
II. Una hoja de una planta que se calcina.
III. Un pollo a la brasa que se carboniza.
IV. La ropa húmeda que se seca.

Resolución:

Identificamos los procesos siguientes como físicos (F) o químicos (Q):

I. **Evaporación del agua** (F). Corresponde solo a un cambio de estado físico, según:
$H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2O_{(v)}$

II. **Calcinación de una hoja** (Q). Ocurre la combustión de los compuestos orgánicos en su interior formándose: CO_2 y H_2O.

III. **Carbonización** (Q). De un pollo a la brasa, esto ocurre por combustión.

IV. **Secado de la ropa** (F). Al igual que el proceso I, ocurre por evaporación del agua.

∴ Los procesos son: FQQF.

7. Identificar como cambio físico (F) o químico (Q) según corresponda:
I. Formación de la nieve.
II. Oxidación del metal hierro.
III. Filtración de una muestra de agua turbia.
IV. Sublimación del hielo seco, $C_2O_{(s)}$

Resolución:

Los procesos siguientes se pueden clasificar como:

I. **Formación de nieve** (F). Esto ocurre mediante el cambio de estado, denominado sublimación inversa o deposición del agua, según:

$$\underbrace{H_2O_{(v)}}_{\text{en las nubes}} \longrightarrow \underbrace{H_2O_{(s)}}_{\text{en la nieve}}$$

II. **Oxidación del hierro** (Q). Por acción del oxígeno (O_2) se forma una nueva sustancia: el óxido.

$$Fe_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow \underbrace{FeO_{(s)}}_{\text{óxido}}$$

III. **Filtración del agua turbia** (F). Con la finalidad de separar los sólidos en suspensión, no hay cambio en la identidad de los materiales.

IV. **Sublimación del hielo seco** (F). El CO_2 sólido pasa directamente a la forma gaseosa, según:
$CO_{2(s)} \longrightarrow CO_{2(g)}$

∴ Los procesos son; FQFF.

8. Indicar la relación correcta entre fenómeno - tipo de fenómeno
I. Quemar papel - fenómeno físico
II. Digestión de alimentos - fenómeno químico.
III. Rotura de un material - fenómeno físico.

Resolución:

Relacionamos los fenómenos como físicos (F) o químicos (Q):

I. **Quema de papel** (Q). Ya que esto provoca su combustión, produciéndose CO_2 y H_2O.

II. **Digestión de alimentos** (Q). Dentro del sistema digestivo los alimentos son degradados en sustancias más sencillas para ser asimilados.

III. **Rotura de un material** (F). Corresponde a un proceso mecánico por el cual se obtienen porciones más pequeñas de material, sin alterar su identidad.

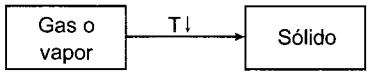
∴ La relación correcta para el tipo de fenómeno son II y III.

9. Indicar aquel fenómeno que implica el cambio de estado denominado deposición:
I. Una laguna que se seca en días cálidos.
II. El agua que se transforma en vapor en un caldero.

III. Gotas de agua que se forman sobre una botella de gaseosa fría.
IV. Formación de hielo a partir del agua en los lagos.
V. Formación de nieve en los andes peruanos.

Resolución:

El cambio de estado llamado deposición se denomina también como sublimación inversa, ya que involucra el paso directo de gas o vapor a la forma sólida.



Esto debido a un cambio brusco en la temperatura (enfriamiento).

∴ De acuerdo al problema el cambio correspondiente a este proceso es formación de nieve en los andes peruanos

$$\underbrace{H_2O_{(v)}}_{\text{nube}} \longrightarrow \underbrace{H_2O_{(s)}}_{\text{nieve}}$$

10. Indicar verdadero (V) o falso (F) en las siguientes proposiciones:

I. Los valores de una propiedad física de los componentes de una mezcla pueden sumarse para obtener el valor de la propiedad para la mezcla.
II. Para medir una propiedad química de una sustancia, esta debe de algún modo transformarse.
III. El calor de vaporización es una propiedad física; mientras que la energía de reacción es una propiedad química.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Falso
En toda mezcla solo son aditivas las propiedades que sean extensivas como:
- Volumen
- Peso, etc.

II. Verdadero
La medida de una propiedad química involucra necesariamente una reacción química, por lo tanto, la transformación del material.

III. Verdadero
Las propiedades:
- Calor de vaporización (cambio de estados) es físico.
- Calor de reacción es químico.

∴ FVV

11. Identificar como propiedad física (F) y química (Q) según corresponda:

La gasolina combustiona vigorosamente en presencia de oxígeno gaseoso. Está formada por una mezcla de hidrocarburos, los cuales presentan temperatura de ebullición en el rango de 40 a 200 °C, aproximadamente. En este intervalo de temperatura están algunos componentes que son volátiles.

Resolución:

Las propiedades son aquellas características que presentan los objetos materiales que sirven para diferenciarlos, pueden ser:
- Físicas: su medida no altera la identidad del material.
- Químicas: su medida altera la identidad del material (se forman nuevas especies).

Propiedades de la gasolina:
- Combustión vigorosa: forma CO_2 y H_2O y libera energía (Q).
- Temperatura de ebullición entre 40 °C y 200 °C: solo cambia de estado (F).
- Volátil: se evapora fácilmente y rápidamente (F).

∴ Propiedades: QFF

12. Indicar cuántas propiedades intensivas han sido mencionadas:

Generalmente los metales son sólidos cristalinos que se caracterizan porque sus unidades estructurales están ordenadas en forma regular, tienen un orden continuo. Dentro de sus características más importantes podemos mencionar: poseen brillo, tienen alta conductividad eléctrica y térmica; además, pueden ser transformados a láminas debido a su maleabilidad. Generalmente presentan alta densidad.

Resolución:

Propiedades de los sólidos:
- Brillo
- Conducción eléctrica
- Conducción térmica
- Maleabilidad
- Densidad

Todos corresponden a propiedades físicas e intensivas, ya que su valor es constante independiente de la cantidad medida.

13. Indicar verdadero (V) o falso (F) en las proposiciones siguientes:

I. El estado coloidal es el cuarto estado de la materia.
II. Una mezcla de sal y agua puede tener punto de ebullición definido.
III. Todo sistema homogéneo es una solución.
IV. Todo cambio de estado de agregación involucra cambios de presión y/o temperatura.

Resolución:

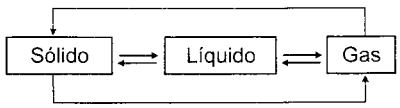
De acuerdo a las proposiciones:

I. Falso
El término estado solo se verifica para la materia pura; los coloides son mezclas, por lo que no representa un estado físico de la materia.

II. Falso
El punto de ebullición corresponde a una propiedad intensiva de la materia, por lo que solo lo presentan las sustancias y no las mezclas.

III. Verdadero
Se denomina sistema homogéneo, cuando los componentes (más de 1) presentan en consumo una sola fase, a esto llamamos solución.

IV. Verdadero
Todo cambio de estado de agregación.



Se debe modificar P y/o T (proceso físico).
∴ FFVV

14. Indicar en las siguientes proposiciones, cuáles son verdaderas (V) o falsas (F).
I. Los sistemas se clasifican como homogéneos o heterogéneos.
II. En un sistema heterogéneo puede haber una o más fases.
III. La mezcla de agua líquida y hielo (realizada a 0 °C) es un ejemplo de sistema heterogéneo).

Resolución:

Respecto a las proposiciones.

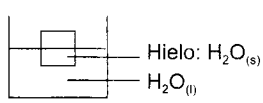
I. Verdadero
Un sistema es una región del universo que el objeto de nuestro estudio, puede ser:

Homogéneo (1 sola fase)

Heterogéneo (más de 1 fase)

II. Falso
Un sistema es heterogéneo cuando sus componentes se pueden distinguir, por lo que se observa dos o más fases.

III. Verdadero
Consideremos el sistema:



Se observa dos fases, por lo que es heterogéneo.
∴ VFV

15. En la lista de compras de reactivos químicos de un laboratorio figuran:
Amoniaco, NH_3
Toxígeno (ozono), O_3
Dihidrógeno de carbono (hielo seco), $CO_{2(s)}$
Agua oxigenada
Acero inoxidable
¿Cuántas sustancias simples, compuestas y mezclas se mencionan en la lista respectivamente?

Resolución:

Se dispone de los siguientes reactivos químicos:

- Ozono (O_3) } sustancias
- Hidrógeno (H_2) } simples (elementos)
- Amoniaco (NH_3) } compuestos
- Dióxido de carbono (CO_2) }
- Agua oxigenada (H_2O y H_2O_2) } mezclas
- Acero inoxidable (Fe, C, Cr) }

Corresponde a 4 sustancias (materia pura) de las cuales 2 son simples y 2 son compuestas, además de 2 mezclas (materia impura).

16. Señale la alternativa que contiene a una mezcla, una sustancia compuesta y un elemento, en ese orden.
I. Aire, ácido sulfúrico, agua destilada.
II. Oro de 18 kilates, cloruro de sodio, ozono.
III. Agua destilada, dióxido de carbono, cobre.
IV. Agua potable, grafito, cloro.
V. Diamante, glucosa, aluminio.

Resolución:

En la relación a las muestras.

I. Aire (M): O_2, N_2, ...
Ácido sulfúrico (C): H_2SO_4
Agua (C): H_2O

II. Oro de 18 kilates (M): Au y Ag
Cloruro de sodio (C): Nacl
Ozono (E): O_3

III. Agua destilada (C): H_2O
Dioxido de carbono (C): CO_2
Cobre (E): Cu

IV. Agua potable (m): H_2O, Cl_2,...
Grafito (E): C
Cloro (E): Cl_2 ,

V. Diamante (E): C
Glucosa (C): $C_6H_{12}O_6$
Aluminio (E): Al

Por lo tanto, la alternativa que posee una mezcla (M), un compuesto (C) y un elemento (E) es el número II.

17. A continuación se proponen algunas variedades de materia: aire, oro 18 kilates, agua potable, $Na_2CO_{3(s)}$, suspensión de harina en agua, NaCL(ac), plata, $C_{12}H_{22}O_{11}$(ac), KCL(s), Pt.
¿Cuántas de las variedades de materia son sustancias simples?

Resolución:

Se denomina sustancia simple a la materia pura que representa a un elemento químico.

- Átomos o moléculas del mismo átomo.

Las muestras:

- Aire: O_2, N_2,...
- Oro de 18 kilates: Au, Ag
- Agua potable: H_2O, Cl_2,...
- Na_2CO_3
- Suspensión de harina en agua
- NaCl(ac): NaCl, H_2O
- Kcl
- $C_{12}H_{22}O_{11(ac)}$: H_2O, $C_{12}H_{22}O_{11}$

Son elementos químicos
- Plata (Ag) } son elementos químicos
- Platino (Pt) }

Por lo tanto, tenemos 2 sustancias simples.

18. Indique con verdadero (V) o falso (F) a cada proposición según corresponda:
I. El valor de una propiedad intensiva de una mezcla generalmente puede obtenerse sumando el valor de esta propiedad para cada componente de la mezcla.
II. Una propiedad extensiva puede emplearse para identificar una sustancia.
III. Una propiedad química puede emplearse para identificar una sustancia.

Resolución:

Respecto a las propiedades.
I. **Falso**
En toda mezcla solo las propiedades extensivas son aditivas, ya que dependen de la masa de cada componente.
II. **Falso**
La identificación de una sustancia depende de propiedades constantes e independientes de la masa (intensivas) como:
- Densidad
- Punto de fusión, etc.

III. **Verdadero**
Se puede identificar a sustancias usando propiedades químicas, siempre que estas sean intensivas como:
- Electronegatividad.
- Poder oxidantes, etc.

19. ¿Cuáles son las características asociadas a las sustancias en general?
I. Composición variable.
II. Propiedades independientes de los componentes de origen.
III. Punto de fusión constante.
IV. Composición definida.
V. Mezcla homogénea.

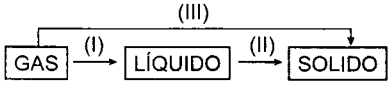
Resolución:

Se denomina sustancia a la materia pura, debido a que está formado por el mismo tipo de componente:
- Átomos
- Moléculas (unidades fórmulas)

Se caracterizan por:
- Posee composición definida.
- Punto de fusión o ebullición constante.
- En el caso de compuestos, propiedades independientes de los elementos origen.

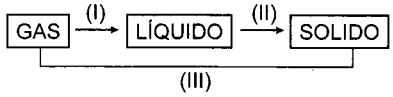
Por lo tanto, las alternativas II, III y IV

20. Respecto a los cambios de estados de agregación para el enfriamiento de una sustancia gaseosa en el siguiente orden: I, II y III.



Resolución:

Procesos de cambios de estado:



Nombres:
I. Gas ⟶ Líquido: licuación
II. Líquido ⟶ Sólido: solidificación
III. Gas ⟶ Sólido: Sublimación inversa o deposición

21. Se tiene una suspensión de arena en una solución acuosa de sal (NaCL).
Indique la secuencia de métodos que se debe aplicar para separar la sal de los otros componentes.

Resolución

Se prepara una mezcla de los componentes.
- H_2O
- Arena
- NaCl

El Nacl se disuelve en el agua

La arena debido a su gran tamaño no se disuelve en agua.

Separación:
- Filtración: A través de una membrana (papel filtro) se separa la arena.
- Evaporación: Por calentamiento se separa el H_2O y NaCl.

22. Dadas las afirmaciones:
I. Los fenómenos químicos en los seres vivos son estudiados por la química orgánica.
II. El primer paso del método científico es el registro.
III. El CO y el CO_2 no son compuestos orgánicos.
IV. La composición química de la Tierra está a cargo de la geoquímica.

¿Cuáles son verdaderas?

Resolución:
- La química orgánica estudia los compuestos del carbono.
- El método científico se inicia con la observación.
- CO y el CO_2 son compuestos inorgánicos.
- La geoquímica estudia la composición química de nuestro planeta.

Por lo tanto, los numeros III y IV son verdaderas.

23. Calcule el valor de: $Q = \dfrac{(\text{mega})^2(\text{pico})}{\text{centi}}$

Resolución:

$$Q = \frac{(10^6)^2 \times 10^{-12}}{10^{-2}} \quad \therefore\ Q = 1{,}0 \times 10^2$$

24. En un proceso de desmaterialización una partícula discreta se transforma totalmente en una energía de $6{,}3 \times 10^{-5}$ J. ¿Cuál es su masa?

Resolución:

$$m = \frac{E}{C^2}$$

$$m = \frac{6,3 \times 10^{-5} J}{(3 \times 10^8)^2}$$

$$m = 7,0 \times 10^{-22} \text{ kg}$$

$$m = 7,0 \times 10^{-22} \times 10^3 \frac{z}{10^{-21}} g \quad \therefore m = 700 \text{ zg}$$

25. Convertir 0,000025 TN a fN.

Resolución:

$$0,000025 \text{ TN} = 2,5 \times 10^{-5} \text{ TN}$$

$$0,000025 \text{ TN} = 2,5 \times 10^{-5} \times 10^{12} \text{ N}$$

$$0,000025 \text{ TN} = 2,5 \times 10^7 \frac{f}{10^{-15}} \text{ N}$$

$$\therefore 0,000025 \text{ TN} = 2,5 \times 10^{22} \text{ fN}$$

26. En el reposo relativo una partícula tiene una masa m_0 y cuando alcanza una velocidad "v" ($0 < v < c$) su masa llega a ser m_f. ¿Qué valor debe tener "v" si $\frac{m_o}{m_f} = \frac{1}{3}$?

Resolución:

$$\boxed{m_f = \frac{m_o}{\sqrt{1 - \left(\frac{v}{2}\right)^2}}}$$

$$\sqrt{1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2} = \frac{m_o}{m_f} \Rightarrow \sqrt{1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2} = \frac{1}{3}$$

$$\Rightarrow 1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2 = \frac{1}{9} \Rightarrow \left(\frac{v}{c}\right)^2 = \frac{8}{9} \Rightarrow \frac{v}{c} = \frac{2\sqrt{2}}{3}$$

$$v = \frac{2(1,41)}{3}(300\,000) \quad \therefore v = 282\,000 \text{ km/s}$$

27. Respecto a la materia:

- La materia no sustancial es energía.
- Algunos cuerpos alcanzan la velocidad de la luz.
- En el estado plasmático, la materia esta ionizada a altas temperaturas.
- El acero es una mezcla formada por Fe, C y Sn.

¿Cuántas afirmaciones son correctas?

Resolución:

La materia puede ser: sustancial (cuerpo) y no sustancial (energía). La materia está en constante transformación y en permanente movimiento, pero no hay cuerpo alguno que alcance la velocidad de la luz. El cuarto estado de la materia es el estado plasmático ($T > 10\,000$ °C). En este caso la materia esta ionizada, contiene cationes, electrones libre y algunos átomos neutros. El acero es una mezcla homogénea (aleación) de hierro y carbono.

Por lo tanto, tenemos 3 afirmaciones correctas.

28. ¿Qué área tiene, en kilómetros cuadrados, un triángulo de 10 Em de base y 3 cm de altura?

Resolución:

I. $b = 10 \text{ Em} = 10 \times 10^{18} \frac{km}{10^3} = 10^{16} \text{ km}$

II. $h = 3 \text{ cm} = 3 \times 10^{-2} \frac{km}{10^3} = 3 \times 10^{-5} \text{ km}$

III. $A = \frac{bh}{2}$

$$A = \frac{10^{16} \times 3 \times 10^{-5}}{2}$$

$$\therefore A = 1,5 \times 10^{11} \text{ km}^2$$

29. Marque (V) o falso (F), según convenga:

I. Los fenómenos químicos se caracterizan por ser temporales e irreversibles.
II. Tanto la viscosidad, como la dureza, son propiedades extensivas de la materia.
III. El diamante y el grafito son dos formas alotrópicas del carbón de piedra.
IV. En la condensación, un vapor se transforma en líquido.

Resolución:

- Todo fenómeno químico es permanente e irreversible.
- La viscosidad y la dureza son propiedades que no dependen de la cantidad de materia, por lo tanto son intensivas.
- El carbono tiene varias formas alotrópicas, siendo las más importantes el grafito y el diamante.
- Cuando a un vapor se le enfría o se le aumenta la presión se condensa y se trasforma en líquido.

$\therefore$ FFFV

30. ¿Qué energía equivalente le corresponde a una partícula de $2,5 \times 10^{-20}$ kg?

Resolución:

Usando la ecuación de equivalencia de A. Einstein:

$$E = mc^2$$

$$E = 2,5 \times 10^{-20} (3 \times 10^8)^2$$

$$\therefore E = 2,25 \times 10^{-3} \text{ J}$$

31. Una muestra de U – 235 DE 20 kg, pierde una milésima de su masa al experimentar un proceso de fisión nuclear. Determine la energía en joule emitida en dicho proceso.

Resolución:

Se somete a fisión nuclear 20 kg de uranio (U–235), donde solo la milésima parte se transforma, es decir:

$$m = \frac{20}{1000}$$

$$m = 0,02 \text{ kg}$$

El equivalente a energía lo hallamos de:

$E = mc^2$
$E = 0{,}02(3 \times 10^8)^2$
$\therefore E = 1{,}8 \times 10^{15}$ J

32. Identifique como cambio físico (F) o químico (Q) según corresponda:
I. Formación de la nieve
II. Oxidación del metal hierro
III. Filtración de una muestra de agua turbia.
IV. Sublimación del hielo seco, $CO_2(s)$

Resolución:

I. **Formación de nieve (F)**
Esto ocurre mediante el cambio de estado denominado "sublimación inversa" o deposición del agua, según:

$$\underbrace{H_2O_{(v)}}_{\text{en las nubes}} \longrightarrow \underbrace{H_2O_{(s)}}_{\text{en la nieve}}$$

II. **Oxidación del hierro (Q):**
Por acción del oxígeno (O_2) se forma una nueva sustancia: El óxido.

$$Fe_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow \underbrace{FeO_{(s)}}_{\text{óxido}}$$

III. **Filtración del agua turbia (F):**
Con la finalidad de separar los sólidos en suspensión, no hay cambio en la identidad de los materiales.

IV. **Sublimación del hielo seco (F):**
El CO_2 sólido pasa directamente a la forma gaseosa, según:

$$CO_{2(s)} \longrightarrow CO_{2(g)}$$

Por lo tanto, los procesos son: FQFF

33. Indique ¿Cuántos fenómenos son físicos y cuántos fenómenos son químicos respectivamente?
I. Oxidación
II. Dilatación del mercurio
III. Neutralización
IV. Reducción
V. Sublimación de la naftalina
VI. Descomposición de alimentos
VII. Fusión de hielo
VIII. Disolver NaCL en H_2O.

Resolución:

En relación a los procesos del problema:

I. **Oxidación (Q):** El material inicial pierde electrones formándose nuevas sustancias (Los óxidos):

$$Fe_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow FeO_{(s)}$$

II. **Dilatación del mercurio (F):** Ocurre modificación en sus dimensiones: longitud; área, volumen, sin perder su identidad.

III. **Neutralización (Q):** Cuando al contacto con otra sustancia anula su comportamiento ácido-base generalmente, como consecuencia se forman nuevas sustancias.
Ejemplo: Neutralización ácido base:

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

IV. **Reducción (Q):** Ocurre por ganancia de electrones:
Ejemplo:
Reducción en medio ácido (H^-) del ion: MnO_4^-

$$\overset{+7}{MnO_4^-} \xrightarrow{H^+} \overset{+2}{Mn} \qquad 5e$$

V. **Sublimación de la nafalina (F):** Corresponde a un cambio de estado del tipo solido a vapor:

VI. **Descomposición de los alimentos (Q):** Los alimentos se degradan para formar sustancias más sencillas

VII. **Fusión del Hielo (F):** Corresponde a un cambio de estado del tipo: Solido a líquido.

VIII. **Disolver NaCl en H_2O (F):** Se forma el agua salada, no hay cambio en la identidad.

Por lo tanto hay 4 fenómenos físicos y 4 químicos.

34. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. Los compuestos químicos son mezclas de elementos químicos diferentes.
II. Toda sustancia tiene propiedades definidas.
III. Todo material homogéneo es una mezcla homogénea.

Resolución:

I. **Falso**
Se sabe que todo compuesto químico es un tipo de sustancia compuesta (materia pura), está formado por moléculas: H_2O, CO_2, NH_3 o unidades fórmula: NaCl, FeO, $CaCO_3$; del mismo tipo no es una mezcla.

II. **Verdadero**
Toda sustancia (Elemento o compuesto) por ser materia pura es homogéneo debido a esto presenta propiedades definidas.

III. **Falso**
Existen dos tipos de materia homogénea, es decir aquel donde cada porción presenta una composición constante:
- Sustancia.
- Mezcla homogénea.

35. Considere el proceso en el que se enciende una cocina a "gas" (GLP) para preparar alimentos y responda verdadero (V) o falso (F) las siguientes proposiciones:
I. El GLP se encuentra en estado líquido en el balón, pero se gasifica al pasar a la presión atmosférica. Este es un cambio físico.
II. Con el oxígeno del aire y por medio de una chispa, se inicia la combustión de los componentes del GLP (propano y butano). Este es un cambio químico.
III. La cocción de los alimentos es un cambio físico.

Resolución:

I. **Verdadero**
Debido a la presión en el interior del balón parte del gas esta licuado, al consumirse y bajar la presión regresa a la forma gaseosa.
Liquido $\longrightarrow$ Gas: Gasificación
Cambio de estado físico.

II. **Verdadero**
En contacto con el oxígeno se quema y produce:
$GLP + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$ + calor
Corresponde a un proceso químico.

III. **Falso**
El calor desprendido transforma químicamente a los alimentos (cocción)

∴ VVF

36. Respecto a las propiedades del metal cobre que se indica ¿Cuál de ellas corresponde a una propiedad química?

I. Su densidad es 8,92 g/ml
II. Su punto de fusión es 1803 °C
III. Su ductiblidad y maleabilidad es solamente inferior a la de la plata y el oro.
IV. Reactividad con el ácido nítrico.

Resolución:

Propiedades físicas: No alteran la identidad del cobre:
- Densidad: 8,92 g/ml.
- Punto de fusión: 1803 °C
- Ductibilidad y maleabilidad: inferior a la Ag y Au.

Propiedad química: Se altera su identidad:
- Reactividad frente al ácido nítrico:
$Cu + HNO_3 \longrightarrow \underbrace{Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O}_{\text{nuevas sustancias}}$

37. Indique la alternativa que contiene solo propiedades físicas intensivas.

I. Densidad, oxidabilidad, color.
II. Ductibilidad, temperatura, dureza.
III. Conductibilidad, inflamabilidad, punto de fusión.
IV. Brillo metálico, acidez, fragilidad.

Resolución:

Las propiedades siguientes son del tipo:
Físicas intensivas:
- Densidad
- Color
- Ductibilidad
- Dureza
- Temperatura.
- Conductibilidad
- Punto de fusión.
- Brillo
- Fragilidad.

Químicas (Siempre intensivas:
- Oxidabilidad.
- Acidez
- Inflamabilidad

Por lo tanto, contiene solo propiedades físicas intensivas: Solo II.

38. Entre las siguientes propiedades de una muestra de oro metálico, indique aquella propiedad extensiva.

I. Reactividad frente al oxigeno del aire: Nula.
II. Densidad: 20 g/cm^3
III. Temperatura de fusión: 1060 °C
IV. Volumen de muestra: 200 cm^3
V. Color: Amarillo brillante.

Resolución:

Para una muestra de oro metálico, se tiene:
Propiedades no extensivas (intensivas): Su valor es constante así se modifique la cantidad de muestra:
- Reactividad con O2: Nula
- Densidad: 20 g/cm3
- Temperatura de fusión 1060 °C
- Color: Amarillo.

Propiedad extensiva:
- Volumen: 200 cm^3, el cual cambia si modificamos la cantidad de muestra.

39. Indique cuantas propiedades intensivas han sido mencionadas:
Generalmente los metales son sólidos cristalinos que se caracterizan porque sus unidades estructurales están ordenadas en forma regular, tiene un orden continuo. Dentro de sus características más importantes podemos mencionar: poseen brillo; tienen alta conductividad eléctrica y térmica. Además, pueden ser transformados a láminas debido a su maleabilidad. Generalmente presenta alta densidad.

Resolución:

Propiedades de los sólidos:
- Brillo
- Conducción eléctrica
- Conducción térmica
- Maleabilidad
- Densidad.

Todos corresponden a propiedades físicas e intensivas, ya que su valor es constante independiente de la cantidad medida.
Por lo tanto, tenemos 5 propiedades intensivas.

40. Indique verdadero (V) o falso (F) según las propiedades físicas o químicas:

I. La conductividad, maleabilidad, ductibilidad son ejemplos de propiedades físicas.
II. La combustibilidad, oxidabilidad son ejemplos de propiedades químicas.
III. El color, la digestión, la temperatura son propiedades químicas.

Resolución

I. **Verdadero**
Son propiedades físicas: Conducción (eléctrica o térmica), ductibilidad y maleabilidad (cambio en dimensiones), ya que su determinación no altera la identidad del material.

II. **Verdadero**
Son propiedades químicas:
- Combustibilidad: Quema con oxígeno (O2)
- Oxidabilidad: Deterioro del material.

Debido a que en su determinación se forma nuevas sustancias.

III. **Falso:**
El color y la temperatura son propiedades físicas, pero la digestión es química, ya que involucra un cambio o fenómeno químico.

∴ VVF

41. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. Las propiedades intensivas son aquellas que no dependen de la masa.
II. La inercia, el volumen, el color son ejemplos de propiedades extensivas.
III. Si se mantiene el volumen constante, se puede decir que la presión de un gas es una propiedad extensiva.

Resolución:

I. **Verdadero**
Una propiedad intensiva es aquella cuyo valor es constante independientemente de la cantidad de material empleado.
Ejemplo: Densidad del H_2O

1 mL (0 = 1 g/mL)

10 mL (0 = 1 g/mL)

II. **Falso:**
La inercia y el volumen son propiedades extensivas, mientras que el color es intensivo.

III. **Verdadero**
A volumen constante, la presión del gas en el interior del recipiente es proporcional a su masa, por lo que bajo estas condiciones se trata de una propiedad extensiva.

∴ VFV

42. Indique verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones:
I. Los valores de una propiedad física de los componentes de una mezcla pueden sumarse para obtener el valor de la propiedad para la mezcla.
II. Para medir una propiedad química de una sustancia, esta debe de algún modo transformarse.
III. El calor de vaporización es una propiedad física; mientras que la energía de reacción es una propiedad química.

Resolución:

I. **Falso:**
En toda mezcla solo son aditivas las propiedades que sean extensivas como:
- Volumen
- Peso, etc.

II **Verdadero:**
La medida de una propiedad química involucra necesariamente una reacción química, por lo tanto la transformación del material.

III. **Verdadero:**
Las propiedades:
- Color de vaporización (cambio de estado), es físico.
- Calor de reacción, es químico.

∴ FVV

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

Señale la alternativa que presenta la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

I. La materia es transformable en energía.
II. Los átomos son indivisibles.
III. El peso de un cuerpo se mide con una balanza.

A) FFF B) VFF C) FVF
D) VVF E) VVV

Resolución:

De las proposiciones:

I. Verdadero (V)
Materia y energía son dos manifestaciones diferentes de un mismo ente. La cantidad total de materia y energía en el universo se conserva y la equivalencia entre estas se da por la expresión.
$E = mc^2$

II. Falso (F)
Los átomos poseen estructura interna. Poseen un núcleo central y electrones en regiones de máxima probabilidad llamadas orbitales atómicos.

III. Falso (F)
El peso de un cuerpo al ser una fuerza se mide con un instrumento adecuado como un dinamómetro.
El peso de un cuerpo depende de la gravedad.

Clave: B

PROBLEMA 2 (UNI 2012 - I)

Indique el caso que corresponde a una sustancia elemental.

A) Cemento B) Agua de mar C) Bronce
D) Diamante E) Ácido muriático

Resolución:

Sustancia elemental: Llamada también sustancia simple; está formada por átomos que poseen el mismo número atómico.

En el caso del diamante, es una forma alotrópica del carbono por lo cual se le considera como una sustancia elemental.

Clave: D

PROBLEMA 3 (UNI 2012 - II)

En un bulbo de vidrio se introduce un trozo de fósforo (sólido) y luego se llena de oxígeno; se cierra herméticamente y se mide la masa inicial del sistema. Con ayuda de una lupa, los rayos solares inciden sobre la mezcla, el fósforo arde y se observan humos; se enfría el sistema y se mide la masa final del mismo.

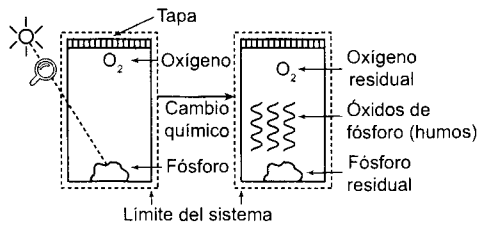
Dadas las siguientes afirmaciones referidas al experimento:

I. El humo formado es vapor de agua.
II. En cualquier circunstancia:
masa inicial = masa final.
III. El fósforo ha sufrido un cambio químico.

Son correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

Resolución:



$$\text{Fósforo} + O_2 \xrightarrow{\text{luz}} \text{Óxido de fósforo}$$

Dado que el sistema está cerrado (con tapa) no existe transferencia de masa del sistema hacia el entorno. La suma de masa de sustancias al inicio es igual a la suma de masas de sustancias al final del proceso (Ley de conservación de la masa).

Son correctas II y III.

Clave: E

PROBLEMA 4 (UNI 2013 - I)

¿Cuáles de las proposiciones siguientes son correctas?

I. Las mezclas se pueden separar en sus componentes puros empleando solo procedimientos químicos.
II. Una mezcla se forma por la unión física de dos o más sustancias entre sí.
III. El cobre metálico puro presenta propiedades diferentes según el mineral del cual se extrae.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

Resolución:

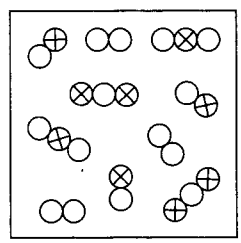
Una mezcla es la unión de dos o más sustancias que guardan entre ellas una relación de orden físico, es decir, no se combinan. Sus componentes se pueden separar por métodos físicos convencionales y no poseen composición definida. Las sustancias que las conforman, por el contrario, poseen una composición fija, definida e independiente de su origen; por ejemplo, sin interesar su origen el cobre metálico puro siempre exhibirá las mismas propiedades.

Clave: B

PROBLEMA 5 (UNI 2013 - II)

En la figura cada tipo de circulo (○, ⊗) representa un tipo de átomo diferente, Indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

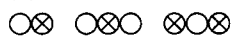
I. Se representa una mezcla de cuatro compuestos.
II. Hay dos elementos formado parte de la mezcla.
III. La mezcla está formada por cuatro sustancias diferentes.



A) VVV B) VVF C) VFV
D) FFV E) FFF

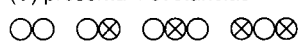
Resolución:

I. (F) solo existen 3 compuestos.



II. (F) solo existe un elemento

III. (V) presenta 4 sustancias



∴ FFV

Clave: D

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Respecto a los métodos de separación de los componentes de una mezcla, indicar la alternativa incorrecta:

A) La destilación se basa en los diferentes puntos de ebullición de los componentes líquidos mezclados.
B) La filtración se emplea cuando la mezcla es heterogénea formada por un sólido disperso en un líquido.
C) La cristalización consiste en la precipitación de un sólido a partir de una solución saturada por variación de temperatura.
D) La decantación se emplea para líquidos miscibles. Estos se separan por acción de la gravedad, basado en su diferencia de densidad.
E) La cromatografía se emplea normalmente para muestras pequeñas de la mezcla a separar.

2. Por medio de la decantación se logra separar C en dos líquidos A y B. El líquido A se puede separar en dos componentes por destilación y B solo se descompone por medios químicos. Según esta información, determinar qué alternativa es correcta:

A) A es una mezcla heterogénea.
B) B es un elemento.
C) A es un compuesto.
D) C es una mezcla heterogénea.
E) B es una sustancia simple.

3. ¿Cuál de las siguientes propiedades presentadas a continuación es una propiedad física extensiva del azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$)?

A) La densidad de 10 g de muestra es 1,58 g/mL.
B) Cualquier muestra de azúcar puede ser descompuesta para dar carbono, hidrógeno y oxígeno.
C) El azúcar es un sólido blanco.
D) La longitud promedio de un lado del cristal de azúcar es menos de 1 mm.
E) El punto de fusión del azúcar es 185 °C.

4. El volumen específico de una sustancia es el volumen por unidad de masa. El volumen específico es un ejemplo de:

A) No ser una propiedad de la materia.
B) Ser una propiedad química extensiva.
C) Ser una propiedad química intensiva.
D) Ser una propiedad física intensiva.
E) Ser una propiedad física extensiva.

5. Clasificar las siguientes propiedades del berilio metático como físicas (F) o químicas (Q):

I. Cuando se encuentra como polvo, sufre ignición emitiendo luz.
II. Cuando se encuentra como un bloque de metal, no reacciona con vapor incluso cuando se encuentra al rojo vivo.
III. Tiene una densidad de 1,85 g/mL a 20 °C.
IV. Es un metal sólido relativamente suave y de color plateado claro a 25 °C.

A) FQFQ B) FFQQ C) QFQF
D) QQQF E) QQFF

6. Las propiedades extensivas se vuelven intensivas cuando se ponen en referencia a otra magnitud. Por ejemplo la densidad es masa/volumen. Se sabe que la masa sí es una propiedad extensiva, pero se vuelve en intensiva cuando se expresa en función de otra propiedad, como lo es el volumen indicar cuál(es) de las siguientes propiedades es (son) intensiva(s):

I. Hay 20 bombones por caja.
II. La cantidad de lapiceros que entran por cartuchera.
III. La fuerza que es aplicada por superficie de contacto.

A) Solo III B) I y II C) I y III
D) Solo II E) Todas

7. Con respecto a la materia, señalar lo correcto:

I. El movimiento es una condición general en la materia.
II. No todos los cuerpos poseen masa.
III. Se cumple que la masa es variable.
IV. Es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.

A) I y IV B) I, II y III C) II y III
D) II, III y IV E) Solo IV

8. Determinar qué propiedades son intensivas (I) o extensivas (E):

I. Cantidad de calor que un deportista transfiere al entorno.
II. Cantidad de energía térmica de un cuerpo.
III. Densidad.
IV. Temperatura de ebullición de un líquido.
V. Temperatura de fusión de un sólido.

A) IEIII B) EEIII C) EEEII
D) IIIII E) IEIEI

9. ¿Cuántos de los siguientes cambios que ocurren son físicos?

I. Dilatación de un metal.
II. Explosión de la llanta de un carro.
III. Sublimación del yodo.
IV. Transmutación natural de plutonio en uranio.
V. Destilación del petróleo

VI. Corrosión de un clavo.
VII. Electrólisis del agua acidulada.

A) 2 B) 3 C) 5
D) 4 E) 6

10. ¿Cuál de los siguientes cambios se considera físico?

A) Pérdida de brillo metálico de la plata.
B) Calentamiento de los filamentos de una lámpara para producir luz.
C) Quemar hidrógeno.
D) Oxidación del vino para producir vinagre.
E) Corrosión de metales.

11. Indicar qué tipo de cambio corresponde a los siguientes fenómenos:

I. La fruta se pudre.
II. Una tableta de Alka Seltzer es disuelta en agua y se producen burbujas.
III. Un anillo de suciedad se forma alrededor de la bañera.
IV. Hacer que el pan crezca por uso de polvo de hornear ($NaHCO_3$).
V. Curtir duraznos.

A) FQFQF B) QQFQQ C) QQFQF
D) QQQQQ E) QFFQF

12. Determinar qué proposiciones son verdaderas:

I. Las mezclas heterogéneas deben contener 3 o más sustancias.
II. Las sustancias mantienen muchas de sus propiedades en una mezcla heterogénea, pero no en una mezcla homogénea.
III. Una mezcla es homogénea siempre que la reunión de al menos dos componentes, no permita distinguirlos a simple vista.
IV. Las sustancias puras no pueden ser separadas en otras clases de materia usando medios físicos.
V. Las mezclas heterogéneas tienen composición variable, no así las homogéneas.

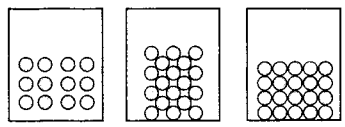
A) I, II y III B) III, IV y V C) II y IV
D) II y III E) III y IV

13. Basándose en la información dada en cada proposición, indicar qué proposiciones son no correctas:

I. Una sustancia se descompone cuando permanece un tiempo prolongado en la luz, esto demuestra que puede ser un elemento o compuesto.
II. Una sustancia se disuelve rápidamente en agua, esto demuestra que la sustancia es un compuesto.
III. Una sustancia no se puede descomponer en sustancias más simples por métodos físicos, esto demuestra que la sustancia es un elemento.

A) Solo III B) I y II C) II y III
D) I y III E) Todas

14. Cada uno de los siguientes cuadros presenta a una de las siguientes sustancias a 25 °C: sodio, yodo y bromuro de potasio (KBr). Asociar cada cuadro con la sustancia a la que corresponda:


(I) (II) (III)

A) sodio - yodo - KBr B) yodo - sodio - KBr
C) KBr - sodio - yodo D) yodo - KBr - sodio
E) sodio - KBr - yodo

15. Indicar qué proposición es correcta.

A) El brillo de un metal es una propiedad extensiva.
B) Las propiedades químicas pueden ser intensivas o extensivas.
C) Para que se manifieste una propiedad química debe ocurrir un cambio en las propiedades de la materia.
D) En una mezcla, cada componente no conserva su identidad.
E) Al relacionar dos propiedades extensivas se origina otra propiedad extensiva.

16. Un alumno experimentando con el oro determinó lo siguiente:

I. Volumen de muestra: 3 cm^3
II. Color: dorado
III. Ductibilidad: alta
IV. Brillo: intenso
V. Reactividad frente a ácidos: nula.
VI. Densidad: 19,7 g/cm^3
VII. Temperatura de ebullición: 1064 °C.

¿Cuántas propiedades intensivas se han reportado?

A) 6 B) 5 C) 4
D) 3 E) 1

17. De las siguientes propiedades, indicar qué propiedades son extensivas.

I. Densidad.
II. Temperatura de ebullición.
III. Masa.
IV. Volumen.
V. Viscosidad.

A) I, II y III B) III y IV C) IV, V
D) I, II y V E) II y IV

18. Indicar el fenómeno que no altera la composición química.

A) Secado de la ropa.
B) Combustible del gas propano.
C) Tostación de minerales.
D) Fermentación de azúcares.
E) Fotosíntesis.

19. ¿Cuántos fenómenos son físicos?
I. Evaporación del agua de mar.
II. Formación de escarcha.
III. Corrosión de superficies metálicas.
IV. Licuación del oxígeno (O_2).

A) Todos B) I y II C) Solo III
D) I, II y IV E) I y IV

20. Indicar cuántas mezclas homogéneas hay.
I. Vinagre.
II. Latón.
III. Gelatina.
IV. Agua y arena.
V. Aire.

A) 1 B) 2 C) 4
D) 3 E) 5

21. Indicar el elemento (E), compuesto (C) o mezcla (M) en:
I. Sacarosa: $C_{12}H_{22}O_{11}$
II. Ozono : O_3
III. Grafito : C
IV. Acero
V. Gasolina
VI. Alcohol etílico: C_2H_2OH

A) EEECCC B) CEEMMC C) ECECMM
D) CEMCEM E) ECECCC

22. Indicar la verdad (V) o falsedad (F) de cada proposición:
I. El número de fases coincide necesariamente con el número de sustancias en un sistema.
II. Los componentes de una mezcla pueden ser separados por métodos físicos o mecánicos.
III. El fenómeno de alotropía se presenta en todos los elementos.
IV. El $CaCO_3$ (carbonato de calcio) presenta alotropía.

A) VVFF B) VVVF C) FVFF
D) VVVV E) FFFV

23. ¿Qué sustancias de las propuestas pueden descomponerse por medios químicos?
I. Diamante
II. Cloruro de sodio (NaCl)
III. Virutas de cinc.
IV. Agua.
V. Cloruro de potasio (KCl)

A) Todas B) Ninguna C) I y III
D) II, IV y V E) Solo IV

24. En los siguientes procesos, ¿cuántos corresponden a fenómenos físicos y químicos respectivamente?
I. Dilatación de un metal.
II. Fermentación de la leche.
III. Evaporación del alcohol.
IV. Oxidación de un clavo de hierro.
V. Combustión del gas propano.
VI. Disolución del azúcar en agua.
VII. Digestión de los alimentos.

A) 4 y 3 B) 2 y 5 C) 5 y 2
D) 3 y 4 E) 1 y 6

25. Para conservar los helados se utiliza el hielo seco, que es CO_2 sólido, la cantidad de este va disminuyendo sin notarse la formación de líquido, entonces ¿qué efecto genera el frío para la congelación?

A) Licuación del CO_2.
B) Sublimación del hielo seco.
C) Condenación del CO_2.
D) Deposición del CO_2.
E) Solidificación mayor del CO_2.

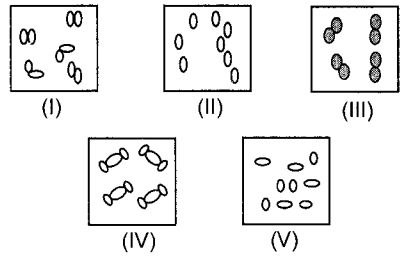
26. Indicar qué proposiciones son incorrectas:
I. El aire del aula es una mezcla homogénea.
II. El calentamiento global es un proceso físico.
II. La destrucción de la capa de ozono es un proceso químico.
IV. El agua carbonatada es un compuesto

A) I, II y III B) I y V C) Solo IV
D) II y III E) I, II y IV

27. Identificar el tipo de materia, señalando si son sustancias (S) o mezclas (M) , para los siguientes ejemplos:
I. Latón
II. Aluminio
III. Alcohol etílico
IV. Cerveza
V. Xenón

A) MSSMS B) MSMSM C) MMSMM
D) SMMSM E) SSMSM

28. Los siguientes esquemas representan muestras de diferentes materiales. Indicar la alternativa que mejor está relacionada con las figuras:



A) I y V son elementos.
B) II y III son sustancias simples (elementos).
C) II y IV son compuestos.
D) I y V son sustancias puras.
E) III y IV son mezclas heterogéneas.

29. Indicar verdadero (V) o falso (F) en las siguientes proposiciones:

I. Al fundir una soldadura se obtiene una mezcla heterogénea.
II. Al soplar un poco de talco al aire se forma un sistema homogéneo.
III. Al dejar que la acetona se evapore completamente en un recipiente cerrado (pero no al vacio), se tiene un compuesto.
IV. Al mezclar un galón de pintura azul con un galón de pintura roja se forma un sistema homogéneo

A) FFFF B) VFVF C) VFFF
D) FVFV E) VFVV

30. En un sistema abierto con dos sustancias se puede afirmar:
I. Es binarlo y difásico.
II. Es unitario y monofásico.
III. Ternario y difásico.
IV. Es binario y trifásico.
V. Es binario y monofásico.

A) I y V B) Solo III C) II, III y V
D) Solo I E) III y IV

31. Completar el siguiente párrafo:
SI medimos la cantidad de cada elemento obtenido en la descomposición de un compuesto, encontraremos que las masas relativas de todos los elementos que forman un determinado compuesto están siempre en la misma proporción. Podemos, entonces, definir un compuesto como la sustancia formada por dos o más elementos diferentes de manera que guardan una relación de ... constante.

A) compuestos B) elementos C) propiedades
D) masas E) mezclas

32. Con relación a mezclas y compuestos, marque la alternativa falsa:

A) Las mezclas se pueden separar por medios fisicos.
B) Las mezclas homogéneas conservan sus propiedades físicas.
C) Las mezclas homogéneas conservan sus propiedades químicas.
D) Los compuestos son combinaciones químicas de dos o más sustancias.
E) Las mezclas presentan propiedades independientes de su origen.

33. Indicar ¿Cómo separar el aceite de una mezcla de agua - aceite?

A) Filtración B) Centrifugación
C) Decantación D) Evaporación
E) Tamizado

34. Marcar la respuesta correcta, respecto a la propiedad que no es física.

A) Punto de ebullición.
B) Estados de agregación.
C) Color de los cuerpos.
D) La acción blanqueadora de la lejía.
E) Determinación de la densidad.

35. Sobre las sustancias: ozono (O_3) y azufre rómbico (S_8). ¿Cuántos enunciados son incorrectos?
I. Son sustancias simples.
II. Son isótopos.
III. Son formas alotrópicas de los correspondientes elementos.
IV. Al mezclarse, formarían un material homogéneo.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

36. ¿Cuáles son las propiedades comunes a todas las sustancias?

A) Punto de fusión constante - propiedades independientes de su origen - y composición constante.
B) Propiedades dependientes de su origen - punto de fusión constante - y composición constante.
C) Propiedades independientes de su origen - punto de fusión variable - y composición constante.
D) Propiedades independientes de su origen - punto de fusión constante - y composición variable.
E) Propiedades dependientes de su origen punto de fusión constante - y composición variable.

37. Los siguientes datos se refieren al elemento carbono. Determine ¿Cuántas propiedades son físicas?
I. Reacciona con el oxígeno para dar óxidos.
II. Es insoluble en agua.
III. A 25 °C y 1 atm es sólido.
IV. Se puede usar como combustible

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

38. Determine como separaría los componentes de gasolina.

A) Filtración B) Centrifugación
C) Decantación D) Evaporización
E) Destilación

39. ¿Cómo separaría una suspensión de harina en agua?

A) Destilación B) Evaporización
C) Cristalización D) Tamizado
E) Filtración

40. ¿Qué propiedad es extensiva?

A) Volatilidad.
B) Densidad.
C) Calor absorbido en la fusión del hielo.
D) Reducción del sodio.
E) Oxidación del sodio.

41. Marcar la respuesta correcta, respecto a la propiedad que no es física

A) Punto de fusión.
B) Cambios de fase.
C) Área.
D) Combustión de la glucosa.
E) Tensión superficial de los líquidos.

42. Marcar la respuesta correcta respecto a un cambio físico:

A) Quemar un trozo de azufre.
B) Explosión de la pólvora.
C) Estiramiento de una barra de cobre.
D) Oxidación de un clavo.
E) Oxidación del metano.

43. ¿Cuál de los siguientes se considera un cambio químico?

A) Evaporación del agua.
B) Fusión del hielo.
C) Trituración de rocas.
D) Opacado de una moneda.
E) Licuación del oxígeno.

44. ¿Cuál alternativa no relaciona correctamente el tipo de mezcla y su técnica de separación:

A) Suspensión de arena en agua - filtración.
B) Solución acuosa de NaCl - destilación
C) Solución acuosa de etanol C_2H_5OH - destilación
D) Mezcla de naftalina en arena - decantación.
E) Solución acuosa de NaCl - evaporación.

45. Al transformar hidrogeno y oxígeno en agua, se está produciendo?

A) Cambio químico.
B) Cambio físico.
C) Reacción de conservación.
D) No aparece la respuesta correcta.
E) Cambio biológico.

46. En el análisis de una sustancia se encuentra que contiene carbono y cloro; entonces, esta sustancia se clasifica como:

A) Elemento.
B) Mezcla.
C) Compuesto
D) Es tanto mezcla como compuesto.
E) Es mezcla homogénea

47. ¿Cuántas propiedades se consideran físicas?
I. Estado de agregación.
II. Combustibilidad.
III. Inflamabilidad.
IV. Corrosión.
V. Calor especifico.
VI. Forma.

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 5

48. Clasifique como cambio físico o químico cada uno de los siguientes sucesos:
A) Solidificación de la materia por enfriamiento.
B) Evaporación del agua.
C) Descomposición electrolítica del agua.
D) Alimento en proceso de digestión.
E) Gasolina ardiendo.
F) Metal en corrosión.
G) Flexión de una barra de hierro.
Reconocer, cuantos cambios se consideran químicos.

A) 2 B) 3 C) 4
D) 6 E) 5

49. Considere las siguientes propiedades del diamante (una forma alotrópica del carbono)
A) Aislador eléctrico.
B) Elevado punto de fusión.
C) Extremadamente duro.
D) Combustión en presencia de oxígeno para producir CO_2.
E) Densidad de 3,51 g/cm^3.
¿Cuántas propiedades son físicas y químicas respectivamente?

A) 3,2 B) 2,3 C) 4,1
D) 1,4 E) 5,0

50. El azufre es un sólido amarillo pálido que se quema en el aire para formar SO_2. Al calentarse a 180 °C, toma una coloración marrón en forma perenne. Funde a 113 °C y no es soluble en agua. ¿Cuántas propiedades son químicas?

A) 2 B) 0 C) 1
D) 3 E) 4

51. ¿Cuáles son las propiedades características de todos los compuestos?

A) Composición constante, propiedades independientes de su origen y descompone por medios químicos.
B) Composición variable, propiedades independientes del origen y descompone por medios físicos.
C) Composición constante, propiedades dependientes del origen y descompone por medios físicos.
D) Composición constante, propiedades dependientes del origen y descompone por medios químicos.
E) Composición variable, propiedades dependientes del origen y descompone por medios químicos.

52. ¿Cuáles son las propiedades comunes a todas las mezclas?

A) Composición variable, propiedades dependientes del origen.
B) Composición constante, propiedades dependientes del origen.

C) Composición constante, propiedades independientes del origen.
D) Composición variable, propiedades independientes del origen.
E) Composición constante, propiedades dependientes del origen y descompone por medios químicos.

53. Una sustancia pura que no puede descomponerse por cambios químicos convencionales se denomina:

A) Compuesto B) Elemento C) mezcla
D) Suspensión E) Solución

54. Una propiedad intensiva no depende de la masa. ¿Cuántas de las siguientes propiedades son intensivas?

I. Punto de fusión.
II. Calor absorbido por el agua.
III. Peso.
IV. Viscosidad
V. Maleabilidad.
VI. Corrosión.

A) 3 B) 4 C) 5 D) 6 E) 2

55. Una variedad de materia de composición variable se denomina:

A) Sustancia.
B) Elemento.
C) Mezcla.
D) Mezcla homogénea.
E) Mezcla heterogénea.

56. La sedimentación está asociada a una:

A) Solución B) Suspensión C) Destilación
D) Aleación E) Mezcla de líquidos inmiscibles

57. Identifique un cambio químico:

A) Sublimación de la naftalina.
B) Evaporación de agua de mar.
C) Coagulación de la sangre.
D) Formación de hielo a partir del agua.
E) Destilación del C_2H_5OH del aguardiente.

58. ¿Cuántas propiedades enunciadas, a continuación, son intensivas: presión atmosférica, punto de ebullición, calor absorbido en la fusión del hielo, peso, oxidación del hierro, volumen.

A) 2 B) 3 C) 4 D) 5 E) 6

59. El agua de mar contiene básicamente: agua, sal y arena. ¿Qué componentes no se pueden separar por un proceso de decantación?

A) Sal y arena
B) Agua y arena
C) Sal y agua
D) Solo se podrá saber experimentalmente.
E) No se puede separar ninguna de los componentes.

60. De las siguientes especies químicas que se indican a continuación:

I. Ácido nítrico.
II. S_8 (rómbico).
III. Alcohol isopropílico: $CH_3CH(OH)CH_3$.
IV. Alcohol yodado: $I_{2(alcohol)}$.
V. Oro de 24 quilates.

¿Cuantos compuestos químicos existen?

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

61. Los cambios en los estados de agregación son:

A) Cambios químicos.
B) Cambios alotrópicos.
C) Cambios transmutativos.
D) Cambios físicos.
E) Cambios biológicos.

62. Con relación a mezclas homogéneas y compuestos, marque la proposición falsa:

A) Las mezclas homogéneas se pueden separar por decantación.
B) Un material homogéneo puede ser un compuesto o una mezcla homogénea.
C) Las mezclas homogéneas conservan sus propiedades.
D) Los compuestos son combinaciones químicas de dos o más sustancias.
E) Los compuestos químicos tienen composición definida e invariable.

63. La filtración es una técnica de separación mecánica de:

A) Dos líquidos miscibles.
B) Dos líquidos inmiscibles.
C) Partículas sólidas de diámetro pequeño, suspendidas en una fase liquida.
D) Partículas sólidas de tamaños diferentes.
E) Coloides.

64. Completar el siguiente párrafo:
"Una sustancia es un espécimen de materia bien definida, en donde todas su partículas, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura exhiben las mismas ... Por lo tanto, un conjunto dado de ... nos ayudará a identificar una sustancia.

A) proporciones - proporciones
B) propiedades - proporciones
C) masas - propiedades
D) composiciones - propiedades
E) propiedades - propiedades

65. Completar el siguiente párrafo:
"Una sustancia como el azúcar, que se descompone en carbono y agua cuando se la sujeta a una reacción de combustión.... un..."

A) es - elemento
B) puede ser - elemento
C) no es - compuesto
D) es - compuesto
E) puede ser - coloide

66. Respecto al principio de equivalencia masa - energía. Determine ¿Cuál(les) de las siguientes proposiciones (es) son verdaderas(s):

I. La energía equivalente asociada a 1 gramo de uranio es mayor que la energía equivalente asociada a 1 gramo de carbón.
II. Para obtener la energía equivalente asociada a 1 gramo de uranio, este debe alcanzar la velocidad de la luz.
III. La energía equivalente asociada a un gramo de uranio es 9×10^{20} ergios.

A) Solo I B) I y III C) Solo II
D) Solo III E) I, II y III

67. La interacción de un electrón y un positrón libera dos fotones de radiación g según el principio de equivalencia masa-energía.
Determine la energía de los fotones de radiación g en J/fotón.
$me- = me^{+} = 9{,}1 \times 10^{-31}$ kg
$c = 3 \times 10^{8} m.s^{-1}$, 1 J = 1 kgm^2s^{-2}

A) $8{,}19 \times 10^{-14}$ B) $1{,}638 \times 10^{-14}$
C) $8{,}19 \times 10^{-7}$ D) $1{,}638 \times 10^{-7}$
E) $2{,}73 \times 10^{-17}$

68. Un cambio de la materia que produce la desaparición de una sustancia y la aparición de otra (u otras) se llama un cambio químico. Un espécimen que sufre un cambio químico siempre es transformado en otro (u otras) sustancias que tiene una composición o estructura molecular ... respecto a la sustancia original.

A) igual B) parecida C) diferente
D) semejante E) variable

69. Escribe en notación científica el número:
$0{,}00202 \times 10^{13}$

A) $20{,}2 \times 10^{10}$ B) $0{,}202 \times 10^{11}$ C) $2{,}02 \times 10^{16}$
D) $2{,}02 \times 10^{10}$ E) $2{,}02 \times 10^{11}$

70. Escriba en notación científica el número: 1200×10^{-30}

A) 120×10^{-29} B) $1{,}2 \times 10^{-27}$ C) 12×10^{-33}
D) $1{,}2 \times 10^{-28}$ E) $1{,}2 \times 10^{-30}$

71. Escriba en notación científica el número:
$2\,200\,000 \times 10^{-3}$

A) $2{,}2 \times 10^{3}$ B) $2{,}2 \times 10^{-9}$ C) $2{,}2 \times 10^{6}$
D) 22×10^{4} E) $2{,}2 \times 10^{5}$

72. Efectuar la suma y expresar en notación científica:
2200 + 350

A) $2{,}55 \times 10^{4}$ B) $2{,}55 \times 10^{-3}$ C) $2{,}55 \times 10^{3}$
D) $2{,}55 \times 10^{-4}$ E) $2{,}55 \times 10^{5}$

73. En un recipiente se introducen las siguientes sustancias: porciones pequeñas de cristales de cloruro de sodio (NaCl), cierto volumen de aceite e igual cantidad de agua, hasta completar la mitad del recipiente; luego se cierra y se agita. Se le mantiene a temperatura ambiente. ¿Qué clase de mezcla se obtuvo y cuantas fases presenta? Tenga en cuenta que los líquidos se evaporan a cualquier temperatura.

A) Homogénea, 3 fases
B) Heterogénea, 2 fases
C) Heterogénea, 4 fases
D) Heterogénea, 3 fases
E) Homogénea, 2 fases

74. Indique la proposición correcta:

A) Un ejemplo de mezcla homogénea es la gasolina.
B) Cuando se calcina la madera ocurre un cambio físico.
C) El ozono (O_3) es una sustancia compuesta.
D) Los elementos pueden descomponerse en otras sustancias diferentes.
E) Cuando el alcohol se evapora, se produce un cambio químico.

75. ¿Cuál de las siguientes proporciones es correcta?

A) El agua del mar es un compuesto puro.
B) La sal de mesa y el yodo forman una mezcla microheterogénea.
C) La molienda es un fenómeno químico.
D) La sal de mesa es un compuesto puro.
E) La evaporación y cristalización son cambios químicos.

76. Al estudiar una nueva sustancia se observan los siguientes hechos:

I. Es un sólido blanco plateado.
II. Arde en el aire produciendo una luz blanca muy intensa.
III. Se puede golpear hasta convertirlo en una lámina fina.
IV. Se corre rápidamente en el ácido nítrico.

¿Cuántas de las observaciones involucran propiedades intensivas?

A) 5 B) 4 C) 3
D) 2 E) 1

77. Un alumno del CEPRE-UNI vertió ácido nítrico sobre una moneda de cobre y observó que el líquido se tornaba cada vez más y más azul verdoso y espumante. Al rato, un humo pardo rojizo y muy denso empezó a desprenderse de la moneda y el aire se coloreo de un rojo oscuro. ¿Qué proposiciones son correctas?

I. El líquido se coloreo, cada vez más y más azul verdoso, debido a que el color es una potencia extensiva.
II. El aire se colorea debido a un fenómeno físico.
III. El líquido se torna azul verdoso debido a un cambio químico en la moneda.

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo II E) Solo III

78. La bomba del hidrógeno estaba basada en un proceso de fusión nuclear. Asumiendo que las masas iniciales de los dos reactantes fueron de 10 g y 34 g, la masa producida luego de la reacción nuclear fue de 40 g. ¿Cuál fue la energía liberada en terajoule?

A) 3,6 B) 36 C) 360
D) 3600 E) 90

79. ¿Qué proporciones son correctas?
I. El núcleo atómico contiene casi toda la masa del átomo.
II. La zona extranuclear tiene un volumen muy pequeño.
III. El protón y el electrón tienen cargas eléctricas numéricamente iguales.

A) I y II B) II y III C) I y III
D) Solo I E) Solo II

80. Marque verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. El ion $^{56}_{26}Fe^{3+}$ tiene 23 protones.
II. Los átomos $^{39}_{19}K$ y $^{40}_{18}Ar$ tiene igual número de neutrones.
III. Entre dos isotopos, se cumple que la diferencia de sus números de masa es igual a la diferencia de sus números de neutrones.

A) FFV B) FFF C) VVF
D) FVV E) FFV

81. Una de las siguientes características no corresponde a los isotopos:

A) Poseen las mismas propiedades químicas
B) Poseen propiedades físicas diferentes
C) Poseen diferente número de masa
D) Pertenecen a elementos diferentes
E) Poseen diferente número de neutrones

82. En un anión X^{2-} hay 54 electrones. Determine el número de masa, si este valor y el número de neutrones están en relación de 32 a 19.

A) 76 B) 52 C) 128 D) 117 E) 87

83. La suma del número de electrones de los iones X^{3+} e Y^{3-} es 161, si corresponden a elementos consecutivos de la tabla periódica. ¿Cuál es la mayor carga nuclear?

A) 79 B) 79 C) 80 D) 81 E) 82

84. Respecto a las sustancias, indicar cuantas proposiciones son correctas:
I. Es materia homogénea que tiene una composición química definida y está constituida por una sola clase de moléculas o por átomos de igual número atómico.
II. Un elemento químico es una sustancia simple que está constituida generalmente por átomos de igual número atómico, pero también existen elementos químicos que están constituidos por moléculas que contienen átomos del mismo tipo.
III. un compuesto es aquella sustancia que está constituida por moléculas o unidades formula que contienen en su estructura átomos de diferentes elementos.
IV. Los compuestos de acuerdo al número de elementos que constituyen a la molécula o a la unidad formula pueden ser binarios, ternarios, cuaternarios, etc.
V. Toda sustancia pura es un compuesto.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

85. Respecto a los compuestos, indicar cuantas proposiciones son correctas:
I. Cafeína - ácido cítrico - formol.
II. Hielo seco - leche - hematita.
III. Colesterol - acero - bromo.
IV. Celulosa - limonita - magnetita.
V. Gasolina - propano - clorofila

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

86. Determinar que proposiciones son verdaderas:
I. Las mezclas heterogéneas deben contener 3 o mas sustancias.
II. Las sustancias mantienen muchas de sus propiedades en una mezcla heterogénea pero no en una mezcla homogénea.
III. Una mezcla es homogénea siempre que la reunión de al menos dos componentes no permita distinguirlos a simple vista.
IV. Las sustancias puras no pueden ser separadas en otras clases de materia usando medios físicos.
V. Las mezclas heterogéneas tienen composición variable, no así las homogéneas.

A) I, II y III B) III, IV y V C) II y IV
D) II y III E) III y IV

87. Respecto a la materia:
I. Campo y sustancia son las dos formas de existencia de la materia.
II. Un ejemplo de campo, son las radiaciones electromagnéticas.
III. La masa es una medida de la cantidad de materia de un cuerpo, su valor depende del lugar geográfico.

es (son) correctas(s):

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

88. Las siguientes son propiedades del berilio metálico. Clasificarlas como físicas (F) o químicas (Q):
I. Cuando se encuentra como polvo, sufre ignición emitiendo luz.
II. Cuando se encuentra como un bloque de metal, no reacciona con vapor incluso cuando se encuentra al rojo vivo.
III. Tiene una densidad de 1,85 g/mL a 20 °C.

A) FQFQ B) FFQQ C) QFQF
D) QQQF E) QQFF

89. Del siguiente párrafo:
Las siguientes propiedades extensivas se vuelven intensivas cuando se ponen en referencia a otra magnitud. Por ejemplo la densidad es masa / volumen. Se sabe que la masa si es una propiedad extensiva, pero se vuelve en intensiva, cuando se expresa en función de otra propiedad, como lo es el volumen. Indique cual(es) de las siguientes propiedades es(son) intensiva(s):
I. Hay 20 bombones por caja.
II. La cantidad de lapiceros que entran por cartuchera.
III. La fuerza que es aplicada por superficie de contacto.

A) Solo III B) I y II C) I y III
D) Solo II E) Todas

90. El volumen específico de una sustancia es el volumen por unidad de masa. El volumen específico es un ejemplo de:

A) No es una propiedad de la materia.
B) Una propiedad química, extensiva.
C) Una propiedad química, intensiva.
D) Una propiedad física, intensiva.
E) Una propiedad física, extensiva.

91. Basándose en la información dada en cada proposición, indicar que proposiciones son no correctas:
I. Una sustancia se descompone cuando permanece un tiempo prolongado en la luz, esto demuestra que puede ser un elemento o compuesto.
II. Una sustancia se disuelve rápidamente en agua, esto demuestra que la sustancia es un compuesto.
III. Una sustancia no se puede descomponer en sustancias más simples por métodos físicos, esto demuestra que la sustancia es un elemento.

A) Solo III B) I y II C) II y III
D) I y III E) Todas

CLAVES

1. D	13. E	25. B	37. C	49. C	61. D	73. D	85. A
2. D	14. B	26. C	38. E	50. A	62. A	74. A	86. C
3. D	15. C	27. A	39. E	51. A	63. C	75. B	87. D
4. D	16. A	28. B	40. C	52. A	64. E	76. B	88. E
5. E	17. B	29. C	41. D	53. B	65. D	77. C	89. E
6. E	18. A	30. A	42. C	54. B	66. D	78. C	90. D
7. A	19. D	31. D	43. D	55. C	67. A	79. C	91. E
8. B	20. C	32. E	44. D	56. B	68. C	80. E	
9. D	21. B	33. C	45. A	57. C	69. D	81. D	
10. B	22. C	34. D	46. C	58. B	70. B	82. C	
11. D	23. D	35. C	47. D	59. C	71. A	83. D	
12. C	24. D	36. A	48. C	60. C	72. C	84. D	

Teoría atómica Modelos atómicos Estructura atómica moderna

capítulo 02

John Dalton

Reino Unido, 1766 - Reino Unido, 1844

John Dalton (Eaglesfield, 6 de septiembre de 1766-Mánchester, 27 de julio de 1844) fue un naturalista, químico, matemático y meteorólogo británico. En 1790, Dalton consideró la posibilidad de estudiar Derecho o Medicina, pero no encontró apoyo de su familia para sus proyectos. En 1793 se trasladó a Mánchester y fue nombrado profesor de Matemáticas y Filosofía Natural en la Nueva Escuela de Mánchester, una academia de disidentes religiosos. La primera publicación de Dalton fue *Observaciones y ensayos meteorológicos* (1793), que contenía los gérmenes de varios de sus descubrimientos posteriores.

John Dalton no se había propuesto formular una teoría sobre la constitución de la materia, sino que llegó a ella como consecuencia de sus investigaciones sobre los gases, y su objetivo no era otro que explicar los descubrimientos efectuados en ellos. La teoría atómica de Dalton establecía una serie de postulados fundamentales: los elementos están formados por átomos, partículas materiales minúsculas que no pueden crearse, destruirse ni dividirse; todos los átomos de un determinado elemento son idénticos, tanto en la masa como en sus demás propiedades; los átomos se combinan entre sí en proporciones simples, expresables en números enteros, para formar «átomos compuestos».

Fuente: Wikipedia

TEORÍAS SOBRE LA CONSTITUCIÓN DE LA MATERIA

El conjunto de las principales teorías, sobre este punto en el terreno de la química, desde sus orígenes hasta nuestros días.

I. Teoría de los elementos

Tales de Mileto (640 a. C.). El principio de todo es el agua; esta se solidifica en el hielo, se evapora formando el aire y el éter, y es lo que vivifica las semillas de las plantas dándoles humedad. Las plantas y los animales, según Tales, únicamente son agua en distintas formas.

Anaxímenes (585 a. C.). Propone al aire como elemento principal, ya que se convierte en agua y después en tierra (o sólido) por condensación y luego en fuego (éter) por relación. Las cualidades de calor y frío están asociadas, respectivamente, al condensado y al enrarecido.

Heráclito de Éfeso (535 a. C.). Escoge como principio el fuego, Los cuerpos materiales se pueden transformar; el fuego, al contrario, es inmutable, puesto que él es quien cambia y modifica lo existente; destruye pero a condición de reconstruir. La tierra se cambia en agua, el agua en aire y el aire en fuego (es decir, los sólidos se liquidan, los líquidos se gasifican y los gases arden); de aquí que derivan dos caminos: el que sube (volatilización) y el que baja (fijación). El primero es el símbolo de la generación; el segundo, de la descomposición.

Empédocles (460 a. C.). En las teorías expuestas se vislumbran la idea de unidad e identidad de la materia. Empédocles, al contrario, estribando en la razón fundamental de que la diversidad de la materia no era una ilusión, sino una realidad; propone 4 principios: tierra, agua, aire y fuego. En Empédocles se observan los primeros vestigios del concepto de afinidad, pues según él, los elementos se unen para tomar distintos cuerpos por la amistad y se separan por el odio que se tienen entre sí.

Anaxágona (500 a. C.). No se satisface con los cuatro elementos empedoclecianos, si no que los multiplica en número infinito. En su sistema resulta la materia, de una mezcla de infinitos elementos: seco, húmedo, blanco, rosado, etc., cuya mezcla se encuentra hasta en las partes más pequeñas de ellas. Es notable su principio de la conservación de la materia. Según él, ninguna cosa se crea ni se destruye, sino que todo resulta de una composición de las cosas que existen o de una disgregación de las mismas; mejor sería llamar al formarse, mezclarse, y al desaparecer, disgregarse. De modo que la suma de ellas no puede hacerse mayor ni menor.

Aristóteles (384 a. C.). Siguiendo a Platón, complementó con el éter, los cuatro elementos sustanciales: tierra, agua, aire y fuego. Para Aristóteles toda substancia y, por ende, los elementos se componen de dos principios esenciales: **materia prima** y **forma sustancial**.

La materia prima es el principio potencial, la misma para todas las substancias. La forma sustancial es el principio determinante de la materia prima, o sea el principio específico o el determinativo de la especie, de ahí que se desligue los demás.

Elemento	=	Materia prima	+	Forma substancial
Tierra	=	Materia prima	+	frío y seco
Agua	=	Materia prima	+	frío y húmedo
Aire	=	Materia prima	+	caliente y húmedo
Fuego	=	Materia prima	+	caliente y seco

Los elementos pueden transformarse unos en otros cambiando la forma sustancial.

II. Teoría del Flogisto

Según Stahl (1660), todas las sustancias se componen de dos elementos: el flogisto y una materia terrosa llamada calx que puede variar de una sustancia a otra.

El flogisto. El fuego se presenta en estado de combinación o estado libre. Todos los cuerpos que son combustibles lo son por estos combinados con el fuego, ya que según Stahl, solo él es el principio de la combustibilidad, llamado por sus discípulos flogisto. Cuanto más inflamable es la sustancia, tanto más tiene de flogisto; así el fósforo, el azufre, el carbón son muy ricos en este elemento. Los metales, según Stahl, son compuestos de flogisto y de una materia terrosa, que no es otra cosa que la herrumbre (óxido) del metal. Cuando se calienta el metal, el flogisto es despedido de él y se queda la materia terrosa, que como se origina del resultado de una calcinación, se le denomina calx o cal.

III. Teoría atómica

Antiguamente, la constitución de la materia se basaba en el siguiente principio filosófico: "Nada se crea de la nada ni se destruye sin dejar nada"

500 años a. C. los griegos Leucipo y Demócrito fundan la escuela de los atomistas, en la que sostenían que la división de la materia era finita.

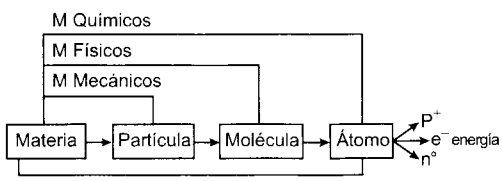
Demócrito llama átomo a la mínima porción de materia (átomo: sin división). Esta corriente atomista no logra desarrollarse por el predominio en la época de los 4 elementos aristotélicos.

Elementos: Agua, aire, tierra, fuego. En 1806 (aprox. 2400 años después) el físico químico inglés John Dalton retoma el concepto atómico de Demócrito, el cual formula una hipótesis donde se cambia la mentalidad en el estudio de la materia de una forma filosófica a otra científica.

Posteriormente Faraday, al realizar estudios en el fenómeno de la electrolisis, considera que la materia debe ser de naturaleza eléctrica que posteriormente fueron demostrados por Crookes, al realizarse estudios en tubos de descarga descubriendo los rayos catódicos; posteriormente, Thompson descubre los electrones formulando su modelo atómico que fue el inicio hasta llegar al modelo actual.

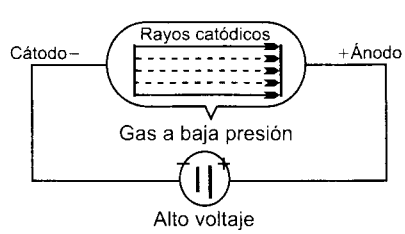
Átomo

Clásicamente se define como la mínima porción de materia obtenida mediante procesos químicos o que intervienen en las reacciones químicas. Según los conceptos modernos, se define el átomo como el mínimo sistema energético en equilibrio.



Experiencias importantes que demuestran la constitución eléctrica de los átomos.

Rayos catódicos. Observados por Crookes cuando en tubos que contienen gas a baja presión (menor de 0,1 atm) y al cual se les aplica un alto voltaje (superiores a 5000 voltios). Estas radiaciones que salen del cátodo fueron determinadas por Thompson como cargas negativas a los que llamó **electrones,** donde posteriormente Millikan determinó su carga eléctrica igual a $1{,}6\times10^{-19}$ coulomb.



Propiedades de los rayos catódicos:

- Se desplazan en línea recta, proyectan sombras, se hallan formados por partículas materiales.
- Ponen incandescentes placas metálicas.
- Producen fluorescencia.
- Son, también, capaces de impresionar placas fotográficas.
- Las propiedades inherentes a los rayos catódicos permanecen invariables cualquiera que sea el gas contenido en el interior del tubo, lo que prueba que las partículas que los constituyen son comunes a todas las clases de materia.
- La carga eléctrica del electrón es la cantidad de masa eléctrica menor que se conoce; por eso se llama carga elemental.

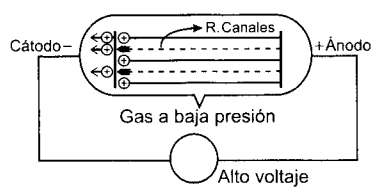
Thompson halló la relación carga a masa del electrón:

$$\frac{e}{m} = 1{,}76\times10^{8}\,\frac{C}{g}$$

Robert Millikan, con el experimento de la gota de aceite, calculó la masa del electrón usando su valor para la carga: $1{,}6\times10^{-19}$ C.

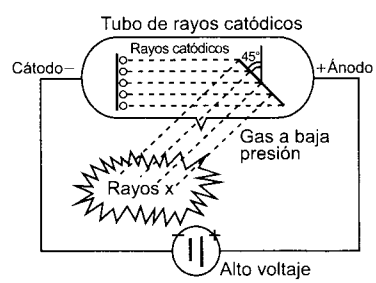
$$\text{Masa} = \frac{1{,}6\times10^{-19}}{1{,}76\times10^{8}} = 9{,}1\times10^{-28}\,\text{g}$$

Rayos canales. Observados por **Goldstein**; son radiaciones positivas que fluyen en sentido contrario a los rayos catódicos, se les llama canales por la propiedad de atravesar pequeños agujeros o canaletas en el cátodo correspondiente. Por ejemplo:

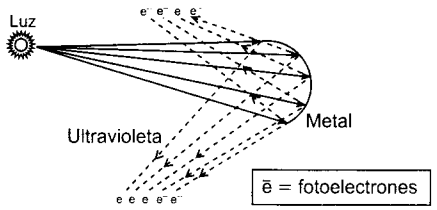


Ojo: $Na - \underbrace{1e^-}_{\text{rayos catódic.}} \Rightarrow \underbrace{Na^+}_{\text{ray. canales}}$

Rayos X. Observados por **Roentgen**; son radiaciones de naturaleza electromagnética que se propagan en línea recta. No son desviados por campos eléctricos ni magnéticos, atraviesan cuerpos opacos y se produce cuando los rayos catódicos chocan con el ánodo (anticátodo) cuando este se encuentra inclinado 45° respecto a la vertical.

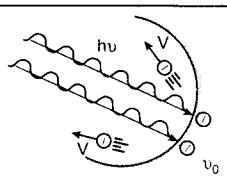


Efecto fotoeléctrico. Es el fenómeno que consiste en la emisión de electrones por ciertos metales (Zn) cuando un haz de luz, de alta energía (pequeña longitud de onda), incide sobre el metal.



Este fenómeno fue observado por Albert Einstein en 1905.

$h\upsilon$: energía incidente

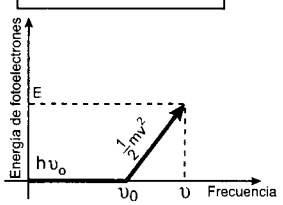


υ_0: Frecuencia mínima para expulsar el electrón (frecuencia umbral).

$h\upsilon_o$: Energía necesaria para arrancar el electrón.

$\frac{1}{2}mv^2$: Energía cinética adquirida por el electrón.

Por Einstein $\quad h\upsilon = h\upsilon_0 + \frac{1}{2}mv^2$



Ejemplo:

1. La energía umbral para el potasio es 2 e.v; si incide sobre la superficie del metal una luz $\lambda = 66{,}10^{-9}$ m. ¿Cuál es la energía máxima de los fotoelectrones emitidos?

Resolución:

1 eV = 10^{-12}erg.

$h\upsilon_o$ = 2 eV: energía umbral

Luz incidente: $\lambda = 66 \times 10^{-9}\text{m} = 66 \times 10^{-7}\text{cm}$

Por Einstein

$$h\upsilon = h\upsilon_0 + \frac{1}{2}mv^2$$

$$\underbrace{\frac{hc}{\lambda}}_{\text{luz incidente}} = + \text{energía umbral} + \text{energía máxima adquirida (fotoelectrones)}$$

$$\frac{hc}{\lambda} = \frac{6{,}6\times10^{-27}\times3\times10^{10}}{66\times10^{-7}} = 3\times10^{-11}\text{erg.}$$

Convertimos a eV

$$\frac{hc}{\lambda} = 3\times10^{-11}\text{erg}\left(\frac{1\text{eV}}{1{,}602\times10^{-12}\text{erg}}\right) = 18{,}75\,\text{eV}$$

Reemplazando en (α):

$18{,}75 = 2 + E_{máx.} \quad \therefore E_{máx.} = 16{,}75$ eV

Modelos atómicos

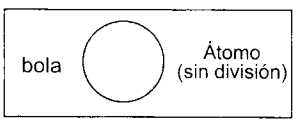
Modelo atómico de Dalton (1808). Representa al átomo como una esfera compacta indivisible e indestructible. Presenta los siguientes postulados:

A. El átomo es la mínima porción de materia que no puede dividirse por ningún proceso conocido.

B. Los átomos de un mismo elemento son iguales tanto en masa, tamaño, como en sus demás propiedades.

C. Los átomos de elementos diferentes son también diferentes en todas sus propiedades .

D. Los átomos se combinan entre sí en relaciones enteras sencillas para formar compuestos.

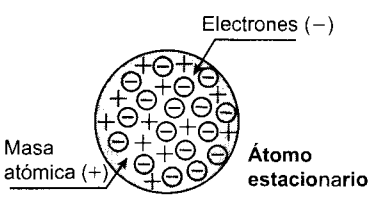


Actualmente:

- El 1.er postulado ya no se ajusta a la realidad por el descubrimiento de las partículas subatómicas: electrón, protón, neutrón.
- El 2.° y el 3.er ya no cumplen con el descubrimiento de los isótopos e isóbaros respectivamente.
- El 4.° postulado sí cumple en la actualidad.
  H_2O: agua, en la época de Dalton se representaba por HO.
  CO_2: de igual forma como: CO_2.

Modelo atómico de Thompson (1898). Representa al átomo como una especie de nebulosa o esfera homogénea de electricidad positiva, en donde se encuentran distribuidos los electrones atraídos electrostáticamente.

Su modelo atómico lo asemeja a un **budín con pasas**.



Se denomina átomo estacionario por la inmovilidad que presentan los electrones.

Radiaciones electromagnéticas

Son formas de energía que se transmiten siguiendo un movimiento ondulatorio transversal, denominado ondas electromagnéticas.

Esto es debido a la interacción mutua entre campos eléctricos y magnéticos, la cual se propaga siguiendo una onda transversal; dichos campos eléctricos y magnéticos se hallan en planos perpendiculares.

La frecuencia con que se irradia es inversamente proporcional a la longitud de onda.

Las radiaciones electromagnéticas se propagan en el vacío a la velocidad de la luz.

Matemáticamente la relación lo podemos expresar:

$$\boxed{c = \lambda f} \Rightarrow f = \frac{c}{\lambda} \quad \ldots (\alpha)$$

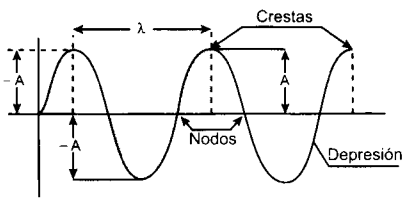
c = velocidad de la luz: 3×10^5 km/s

λ = longitud de onda

f = frecuencia

Si λ aumenta $\Rightarrow$ f disminuye

Características de una onda electromagnética



A. **Longitud de onda (λ).** Es la distancia que existe entre dos crestas consecutivas de la onda.
Unidades: Angstrom (Å), cm, m.

B. **Frecuencia (f).** Es el número de ciclos que pasan por un punto fijo en la unidad de tiempo.
Unidades: Hertz (Hz).

$$\frac{\text{ciclos}}{\text{s}} = \text{Hz} \quad \text{o} \quad \boxed{\text{Hz} = \frac{1}{\text{s}}}$$

C. **Período (T).** Es el tiempo que demora en formar un ciclo o el tiempo que demora en formar una longitud de onda (λ).
Unidad: segundos (s).

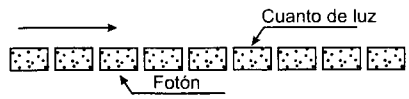
D. **Amplitud (A).** Nos indica la intensidad de la onda, de como la energía atraviesa una unidad de área en el espacio en una unidad de tiempo.
Representa el tamaño de la cresta (+A) o la depresión (−A).

E. **Número de onda ($\bar{x}$).** Es la inversa de la longitud de onda:

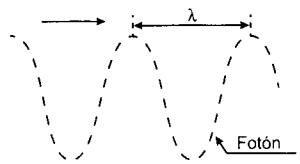
$$\boxed{\bar{x} = \frac{1}{\lambda}} \; ; \; \text{cm}^{-1}$$

Energía cuantizada (e), Max Planck (1900)

La energía no puede ser absorbida ni emitida en forma continua; sino en pequeñas cantidades discretas (discontinua) o paquetes, llamados fotones o cuantos de luz, donde la energía asociada es proporcional a la frecuencia con que se irradia.



Para una onda electromagnética.



Según Plank:

$$\boxed{E = hf} \quad \ldots (\beta)$$

E: Energía emitida o absorbida (erg, joule)

f: Frecuencia de radiación (Hz = 1/s)

h: Constante de Planck = $6{,}63 \times 10^{-27}$ erg.s

De la ecuación (α) en (β):

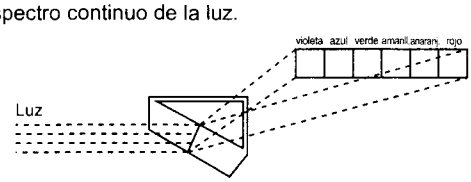
$$\boxed{E = h\frac{c}{\lambda}} \quad \ldots (\chi)$$

E inversamente proporcional con λ

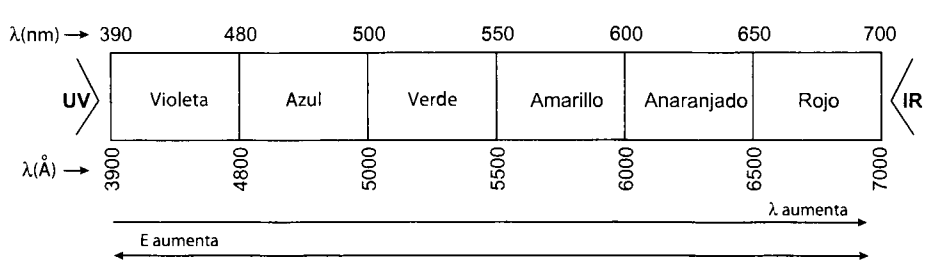
Si **E** aumenta $\Rightarrow$ λ disminuye

Una de las aplicaciones es el espectro electromagnético.

Al hacer pasar un haz de luz a través de un prisma de vidrio; se observa sobre una pantalla colocada en el otro extremo una banda coloreada conteniendo los colores del arcoíris. A este fenómeno se conoce como difracción de la luz y se dice que se ha producido un espectro continuo de la luz.



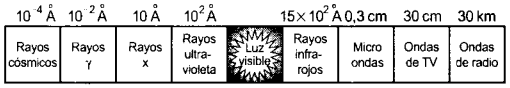
Espectro de luz visible



Luz visible λ: 3900 Å ——— 7000 Å

(390 nm ——— 700 nm)

Espectro electromagnético total



Ejemplos:

1. Determinar la longitud de onda de una radiación electromagnética que se irradia con una frecuencia de $10^{15}\,s^{-1}$.

Resolución:

$\boxed{c = \lambda f}$ ... (α)

$f = 10^{15}\,s^{-1}$

$c = 3 \times 10^{10}$ cm/s

De (α)

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3\times10^{10}}{10^{15}} \Rightarrow \lambda = 3\times10^{-5}\,cm$$

$\boxed{\lambda = 3000\ Å}$ invisible al ojo humano (zona ultravioleta).

2. Hallar la energía de radiación violeta y rojo si sus longitudes de onda son respectivamente 4000 Å y 7000 Å.

Resolución:

$c = 3 \times 10^{10}$ cm/s $h = 6{,}63 \times 10^{-27}$ erg.s

De: $E = \frac{hc}{\lambda}$ (χ)

Violeta: $\lambda = 4000\ Å \Rightarrow$ cm

Por conversión:

$$\lambda = 4000\ Å\left(\frac{10^{-8}cm}{1\ Å}\right) \Rightarrow \lambda = 4\times10^{-5}cm.$$

En ... (χ)

$$E = \frac{6{,}63\times10^{-27}(3\times10^{10})}{4\times10^{-5}}$$

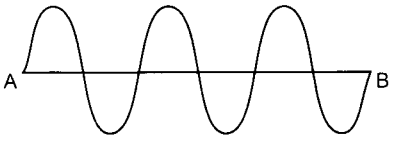
$E_v = 4{,}9 \times 10^{-12}$ ergios

Rojo: $\lambda = 7000\ Å = 7 \times 10^{-5}$ cm

En ... (χ)

$$E = \frac{6{,}63\times10^{-27}(3\times10^{10})}{7\times10^{-5}} \quad \therefore E_R = 2{,}8\times10^{-12}\,erg$$

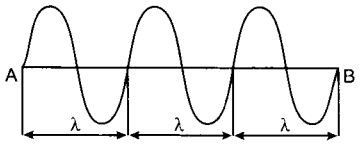
3. Considerando el dibujo esquemático siguiente sobre ondas electromagnéticas. ¿Cuál será su longitud de onda en Å?



$AB = 6 \times 10^{-5}$ cm

Resolución:

$AB = 3\lambda = 6 \times 10^{-5}\,cm \Rightarrow \lambda = 2 \times 10^{-5}\,cm$

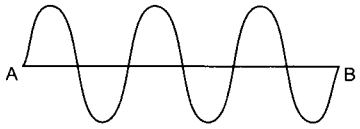


En Å:

$$\lambda = 2\times10^{-5}\,cm\left(\frac{1\ Å}{10^{-8}cm}\right) \Rightarrow \lambda = 2000\ Å$$

4. A través de una onda electromagnética se quiere emitir una señal, si la distancia que separa a los puntos de llegada y partida es de 150×10^6 km. ¿Cuál es el tiempo que tarda en llegar?

Resolución:



$d_{AB} = 150 \times 10^6$ km

La onda viaja en el vacío a la velocidad de la luz(c).

$c = 3 \times 10^5$ km/s

De: $d = ct \Rightarrow t = \frac{d}{c} = \frac{150\times10^6}{3\times10^5}$ $\therefore t = 500$ s

5. Una estación de radio emite señales con una frecuencia a 0,7 MHz (megahertz). Estas ondas son recepcionadas en un receptor a 90 km de la estación de radio. Determinar el número de crestas, que ha hecho dicha señal hasta el receptor.

Resolución:

$f = 0{,}7$ MHz $= 7 \times 10^5\,s^{-1}$

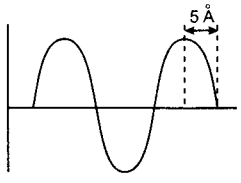
$c = 3 \times 10^5$ km/s; $d = 90$ km

de $\boxed{c = \lambda f}$

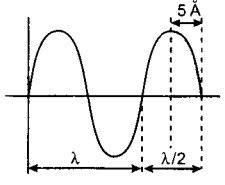
$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3\times10^5}{7\times10^5} \Rightarrow \lambda = \frac{3}{7}\ km$$

$$n.°\ crestas = \frac{90\,km}{\frac{3}{7}\,km} \quad \therefore n.°\ crestas: 210$$

6. Hallar la longitud de onda y la energía de radiación.



Resolución:



De la figura sombreada:

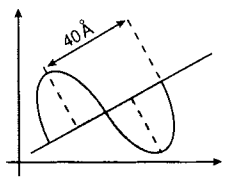
$\frac{\lambda}{4} = 5\ Å \Rightarrow \lambda = 20\ Å$

Hallando la energía (E)

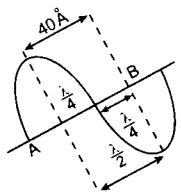
$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6{,}63\times10^{-27}(3\times10^{10})}{20(10^{-8})}$$

$E = 9{,}9 \times 10^{10}$ ergios

7. De la figura, hallar la energía y la frecuencia de la siguiente onda electromagnética.



Resolución:



De la figura:

$40\,Å = \frac{\lambda}{2} \longrightarrow \boxed{\lambda = 80\,Å}$

Energía (E):

$$E = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \frac{6{,}63\times10^{-27}(3\times10^{10})}{80(10^{-8})} = 2{,}48\times10^{-10}\text{ ergios}$$

Hallando la frecuencia (f):

$\lambda = 80\,Å = (8\times10^{-7}\text{cm})$ $\quad c = 3\times10^{10}\text{cm/s}$

De: $\boxed{c = \lambda f}$

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3\times10^{10}}{8\times10^{-7}} \Rightarrow f = 3{,}7\times10^{16}\,\frac{1}{s}\left(s^{-1}; Hz; \frac{\text{ciclos}}{s}\right)$$

8. Sabemos que el espectro de luz visible está conformado por diversas bandas de colores que van del violeta al rojo; según esto, colocar verdadero (V) o falso (F).

I. La frecuencia del rojo es menor que la frecuencia del azul.
II. El color violeta es el límite de la radiación visible con ultrarrojo.
III. El rango de las longitudes de onda del espectro visible es de 3900 – 7000 Å.
IV. La energía del violeta es mayor que el rojo.
V. Después del verde viene el amarillo, luego el naranja y finalmente el rojo.

Resolución:

$f_{rojo} < f_{azul}$

Sabemos: $c = \lambda f$ $\quad \boxed{f = \frac{c}{\lambda}}$ $\quad f$ IP λ

$\lambda_{azul} < \lambda_{rojo}$

(4500°) (7000°)

λ_{mayor} tiene menor frecuencia

$\Rightarrow f_{rojo} < f_{azul}$: (V)

Color violeta es límite entre radiación azul y el ultravioleta (F).

Espectro de luz visible:

del violeta $\longrightarrow$ Rojo

(3900Å) (7000Å) (V)

E violeta < E rojo

Sabemos: $\boxed{E = \frac{hc}{\lambda}} \Rightarrow E = LP\lambda$

Sabemos:

λ violeta < λ rojo

$\Rightarrow \lambda$ menor $\longrightarrow$ E mayor:

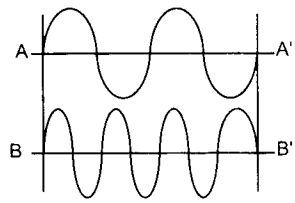
E violeta > E rojo (V)

Orden: creciente de longitud de onda

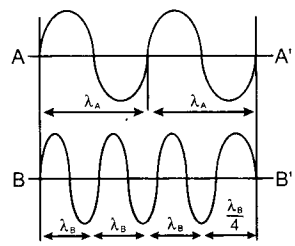
verde – amarillo – naranja – rojo (V)

$\therefore$ VFVVV

9. Del gráfico, hallar la relación de energía A y B.



Resolución:



Del gráfico: AA' = BB'

$\Rightarrow 2\lambda_A = 13\frac{\lambda_B}{4}$ $\quad \frac{\lambda_B}{\lambda_A} = \frac{8}{13}$ ...(α)

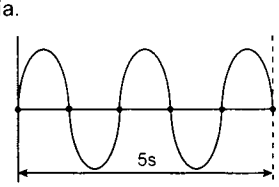
De: $E = \frac{hc}{\lambda}$

$E_A = \frac{hc}{\lambda_A}$ ... (1) $\quad E_B = \frac{hc}{\lambda_B}$ ... (2)

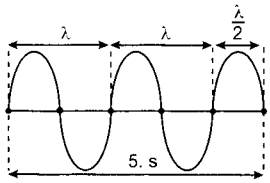
(1) ÷ (2):

$\frac{E_A}{E_B} = \frac{\lambda_B}{\lambda_A}$ de la ecuación ... (α) $\quad \therefore \frac{E_A}{E_B} = \frac{8}{13}$

10. Dada una onda electromagnética, que se mueve en un medio material, hallar el periodo, frecuencia y energía.



Resolución:



Período (T): tiempo que demora en formar un λ

Del gráfico: 2,5λ para 5 s ;

P: $2{,}5\,\lambda \longrightarrow 5\ s$

$1\lambda \longrightarrow T$

$T = \dfrac{1\lambda(5)}{2{,}5\lambda} \Rightarrow T = 2\ s$

Frecuencia (f)

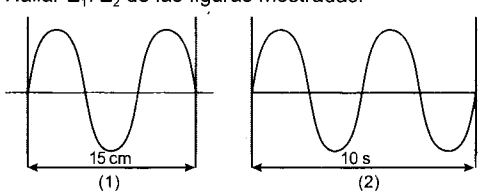
$f = \dfrac{1}{t};\ f = \dfrac{1}{2} = 0{,}5\ s^{-1} \Rightarrow f = 0{,}5\ Hz\ \left(\dfrac{ciclos}{s}\right)$

Energía: (E)

$E = hf$

$E = 6{,}63 \times 10^{-27}\ erg.s(0{,}5\ s^{-1}) \Rightarrow E = 3{,}3 \times 10^{-27}\ erg.$

11. Hallar E_1/E_2 de las figuras mostradas.



Resolución:

De la fig. (1): $\lambda_1 = 10$ cm.

De la fig. (2): $f_2 = \dfrac{2}{10} = 0{,}2\ s^{-1}$

$$\frac{E_1}{E_2} = \frac{\frac{hc}{\lambda_1}}{hf_2} = \frac{c}{\lambda_1 f_2}$$

$$\frac{E_1}{E_2} = \frac{3 \times 10^{10}}{10(0{,}2)} = 1{,}5 \times 10^{10}$$

Química nuclear (Radiactividad)

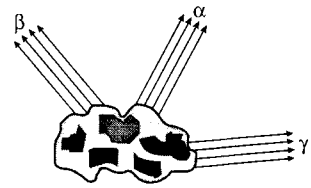
Se llama así al fenómeno por el cual una sustancia determinada emite en forma espontánea, radiaciones de alta energía.

Estas emanaciones pueden ser natural o artificial; emiten 3 tipos de rayos diferentes como rayos alfa, rayos beta y rayos gamma.

Fue descubierto en 1896 por Becquerel; al interesarse en la fluorescencia producida por los rayos catódicos.

Becquerel sospechó de un nuevo tipo de radiación, cuando una sal de uranio envuelto en papel negro oscurecía una placa fotográfica. Esta propiedad característica de todas las sales de uranio, no la poseían otras sustancias fluorescentes.

Los esposos Curie; comprobaron que la pechblenda. (mineral de uranio) es más activo que el óxido de uranio; logrando aislar de dicho elemento dos elementos radioactivos, el polonio y el radio.



Sustancia radiactiva

Los rayos nunca salen los 3 a la vez, sino de 2 en 2.

Características generales de un elemento radiactivo

a. Impresionan las placas fotográficas, transformando la sal de plata de la misma en plata metálica. El fenómeno es una transformación química.
b. Ionizan el aire.
c. Produce fluorescencia.
d. Emisión continua de energía radiante.

Rayos alfa (α)

- Son de naturaleza corpuscular de carga (+).
- Constituidos por núcleos de helio, doblemente ionizado.

$$\alpha = ({}_2He^4)^{++}$$

$$m_{(\alpha)} = 2n^\circ + 2p^+$$

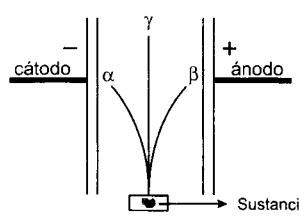
- Debido a su gran masa tiene poco poder de penetración, pero alto poder de ionización.
- Su velocidad es de 20 000 km/s.
- Son desviadas por campos magnéticos y eléctricos.

Rayos beta (β)

- Son electrones ($\beta = {}_{-1}^{0}e$)
- Su masa es menor que el de los rayos α.
- Son de naturaleza corpuscular de carga (−)
- Alcanzan velocidades de la luz.
- Tienen alto poder de penetración, pero escaso poder de ionización.
- Son desviados por campos eléctricos y magnéticos.

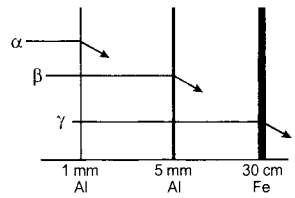
Rayos gamma (γ)

- Son ondas electromagnéticas, análogas al de la luz y los rayos X de ambos se diferencian por tener menor longitud de onda.
- Son eléctricamente neutros.
- Tiene alto poder de penetración, mayor que los rayos beta.



(Desviación de las radiaciones por acción del campo eléctrico)

Orden de penetración



Se observa: $\boxed{\gamma > \beta > \alpha}$

Desintegración atómica

Son fenómenos radiactivos que se producen por la desintegración del núcleo de los elementos, produciéndose una gran cantidad de energía calorífica.
Estas transmutaciones nucleares dan lugar a la formación de nuevos elementos con la liberación de partículas: a, b, e^-, n°, etc.

Desintegración natural. Se presenta cuando el núcleo de un átomo se desintegra en forma espontánea.

a. **Desintegración alfa (ley de Soddy).** Si el núcleo de átomo de un elemento radiactivo emite una partícula α, se origina otro nuevo elemento cuya masa atómica ha disminuido en cuatro unidades y su número atómico disminuye en dos unidades.

Ejemplo:

$$^{14}_{6}C \Rightarrow {}^{10}_{4}Be + {}^{4}_{2}He$$

Ecuación radiactiva: $^{14}_{6}C \Rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{10}_{4}Be$ se debe cumplir la conservación; los superíndices y subíndices sean igual en productos y reaccionantes.

Ejemplo:

Hallar el número atómico y número de masa de un núclido que se obtiene cuando el:

$^{298}_{92}U \Rightarrow$ emitir una partícula (radiación) α

$^{238}_{92}U \Rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{A}_{Z}X$ nuevo núclido

Resolución:

A = 234 Z = 90

⇒ El núclido formado es $^{234}_{90}Th$.

Nota

Al emitir la partícula "α" el elemento formado se hallará dos lugares a la izquierda del sistema periódico, por haber perdido 2 protones de su núcleo.

b. **Desintegración beta ($\beta = {}^{0}_{-1}e$) (ley de Fajans).** Si el núcleo del átomo de un elemento radioactivo emite una partícula β, el nuevo elemento originado no experimenta variación en su masa atómica; pero su número atómico aumenta en una unidad.
El elemento formado se hallará situado hacia la derecha en el sistema periódico (1 casillero más).

Ejemplo:

$$^{14}_{7}N \longrightarrow {}^{14}_{8}O + {}^{0}_{-1}e$$

Ecuación radiactiva: $^{14}_{7}N \Rightarrow {}^{0}_{-1}e + {}^{14}_{8}O$

Ejemplo:

$$^{239}_{92}U \longrightarrow {}^{239}_{92}NP + {}^{0}_{-1}e$$

c. **Desintegración gamma (γ).** El elemento formado es estable con la emisión de energía.

$$(^{9}_{4}Be)^{*} \longrightarrow {}^{9}_{4}Be + \underbrace{\gamma}_{hf}$$

Con la emisión γ, no cambia ni el número másico ni el número atómico.

d. **Desintegración de un positrón (β^+) ($\beta^+ = {}^{0}_{1}e$).** Si el núcleo de un átomo emite un positrón, el nuevo elemento originado no experimenta variación en su masa atómica, pero su número atómico disminuye en una unidad.

$$^{40}_{21}Sc \longrightarrow {}^{40}_{20}Ca + {}^{0}_{1}e$$

El nuevo elemento se hallará situada hacia la izquierda del sistema periódico (1casillero menos).

Desintegración por transmutación artificial o inducida
Ejemplo: El experimento realizado por Rutherford en 1919; cuando una muestra de nitrógenos es bombardeada con partículas, se llevó a cabo con la siguiente reacción:

$$\boxed{^{14}_{7}N + {}^{4}_{2}He \longrightarrow {}^{17}_{8}O + {}^{1}_{1}H}$$

Se produjo un isótopo (oxígeno – 17) con la emisión de un protón ($^{1}_{1}H$).
La reacción anterior p puede denotarse:

$$\boxed{^{14}_{7}N(\alpha, p)^{17}_{8}O}$$

Obsérvese que la partícula que se bombardea se escribe primero en el paréntesis y después la partícula que se emite.

Ejemplo: Escribir la ecuación balanceada para la reacción nuclear:

$$^{56}_{26}Fe(d, \alpha)^{54}_{25}Mn$$

Solución: $^{56}_{26}Fe(d, \alpha)^{54}_{25}Mn \equiv {}^{56}_{26}Fe + {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{54}_{25}Mn$

Desintegración y vida media. Es el tiempo transcurrido para que la masa de una sustancia radiactiva pase a la mitad de su valor.

$$\boxed{m_f = \frac{m_0}{2^n}}$$

n : n.° vidas medias
m_f: masa final

Para hallar, tiempo de vida media ($t_{1/2}$).

$$\ln\frac{m_0}{m_f} = \frac{0{,}693\,t}{t_{\frac{1}{2}}}$$

Donde
ln : logaritmo natural: (ln2 = 0,693).
m_o = masa inicial
m_f = masa final al cabo de un tiempo t.
$t_{1/2}$ = tiempo de vida media (elemento).

Ejemplos:

1. El carbono 14 tiene una vida media de 5700 años. Un arqueólogo encontró en su cuarto una masa de 10 g ^{14}C. Si inicialmente la masa fue de 100 g. ¿Cuánto tiempo tiene la masa de ^{14}C?

   Resolución:

   m_o: 100 g
   m_f: 10 g
   $t_{1/2}$: 5700 años
   Reemplazando en la ecuación: $\ln\frac{100}{10} = \frac{0{,}693t}{5700}$

   $t = 18\,939$ años.

2. El período de semidesintegración de cierto isótopo radiactivo es igual a 3 horas. ¿Qué energía se desprende durante 6 horas si la masa inicial fue 200 g? Expresar respuesta en kcal.
   Dato: 1 joule = 0,24 cal = 10^7 erg.

   Resolución:

   $t_{1/2} = 3$ h
   $t = 6$ h
   $m_o = 200$ g
   De: $\ln\frac{m_o}{m_f} = \frac{0{,}693\,t}{t_{1/2}} \Rightarrow \ln 2 = 0{,}693$
   Dándole forma:

   $$\ln\frac{m_o}{m_f} = \frac{(\ln 2)(t)}{t_{1/2}}$$

   $$\ln\frac{200}{m_f} = \frac{(\ln 2)(6)}{3} = 2\ln 2$$

   $$\ln\frac{200}{m_f} = \ln 2^2 \Rightarrow \frac{200}{m_f} = 2^2 \Rightarrow m_f = 50\text{ g}$$

   De: $E = mc^2$

   $$E = (50\times 10^{-3})(3\times 10^5)^2 = 45\times 10^8 \text{ joule} \Rightarrow \text{kcal}$$

   $$E = 45\times 10^8\,J\left(\frac{0{,}24\times 10^{-3}\text{kcal}}{1J}\right) = 10{,}8\times 10^5\text{ kcal}$$

3. El uranio $^{238}_{92}U$ por desintegración radiactiva emite 8 partículas alfa y 6 partículas beta. ¿Qué número atómico y número de masa posee el nuevo elemento?

   Resolución:

   $$^{238}_{92}U \longrightarrow {}^{206}_{76}X \longrightarrow {}^{206}_{82}E$$

   $8\,{}^4_2He$ $\qquad$ $6\,{}^0_{-1}e$

   $^0_{-1}e$

   Respuesta: Nuevo elemento: Z = 82
   A = 206

4. En la siguiente reacción nuclear. ¿Cuál es el valor de A y Z?

   $$^{240}_{92}X \Rightarrow {}^{A}_{Z}Y + \beta^- + \gamma$$

   Resolución:

   Se han emitido 2 desintegraciones: β^- y γ de la ecuación nuclear:

   $$^{240}_{92}X \Rightarrow {}^{A}_{Z}Y + {}^{0}_{-1}e + {}^{0}_{0}\gamma$$

   Balanceado:
   Rpta: A = 240 $\qquad$ Z = 93

5. El uranio tiene varios isótopos, uno de ellos $^{238}_{92}U$ es bombardeado por un proyectil X y se convierte en $^{241}_{94}Pu$, simultáneamente se emite un neutrón. ¿De qué está constituido el proyectil X?

   Resolución:

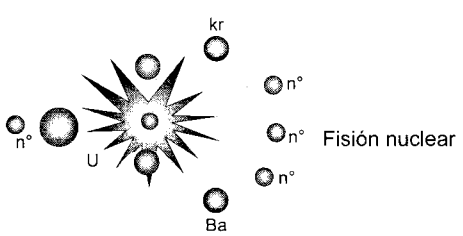
   Sea el proyectil ^a_bX

   $$^{238}_{92}U + {}^a_bX \longrightarrow {}^{241}_{94}Pu + {}^1_0n$$

   Balanceando la ecuación radiactiva:
   A $\longrightarrow$ 238 + a = 241 + 1 $\Rightarrow$ a = 4
   Z $\longrightarrow$ 92 + b = 94 + 0 $\Rightarrow$ b = 2
   Por lo tanto el proyectil ^4_2X son rayos alfa: ^4_2He

Tipos de reacciones nucleares

Fisión nuclear. Se produce al bombardear los núcleos de átomos pesados con neutrones lentos. El núcleo bombardeado se parte en dos mitades que contienen aproximadamente la mitad de la masa inicial y varios neutrones. En el proceso también se produce liberación de energía, los neutrones producidos son neutrones rápidos, convenientemente retardados que dan lugar a nuevas fisiones. Se origina así, una reacción en cadena que irá alcanzando velocidad constante.



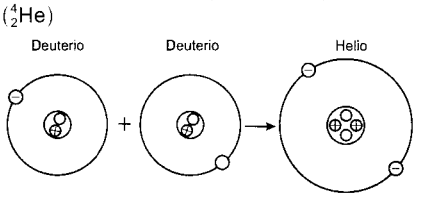
Fisión nuclear

$$^{235}_{92}U + {}^1_0n \Rightarrow {}^{143}_{56}Ba + {}^{90}_{36}Kr + 3\,{}^1_0n + 4{,}6\times 10^{12}\text{ cal/mol}$$

Fusión nuclear. Se llaman reacciones de fusión a las que tienen lugar entre átomos de elementos ligeros. Estos átomos pueden fundirse, es decir, unirse dos de ellos para dar núcleos más pesados.

Ejemplo:

La fusión de 2 isótopos de ^2_1H (deuterio) para formar el helio (^4_2He)



$$^2_1H + {}^2_1H \Rightarrow {}^4_2He + \text{energía}$$

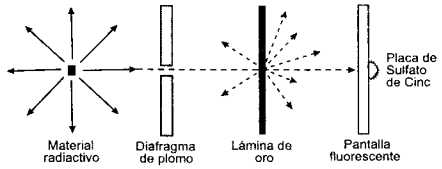
Mientras que la fisión nuclear se utiliza en la actualidad como fuente de energía nuclear, se espera que la fusión nuclear será una fuente ilimitada de energía nuclear.

Reacción fusión:

$$^{2}_{1}H + ^{2}_{1}H \Rightarrow ^{3}_{2}He + ^{1}_{0}n + 3,27 \text{ MeV}$$

Descubrimiento del núcleo atómico

Lord Ernest Rutherford trató de comprobar la veracidad de la hipótesis de Thompson. Para ello ideó el bombardeo de una lámina de oro muy fina con partículas positivas emitidas en la desintegración radiactiva, o sea partículas α.



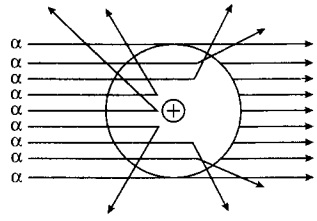
(Desviación de los rayos α al bombardear la lámina de oro)

Observó, entonces, que algunas de las partículas positivas atravesaban la lámina metálica sin experimentar apenas desviación en su trayectoria, en tanto que otras se desviaban fuertemente.

De este hecho pudo deducirse que las partículas no desviadas, o las que experimentan desviación pequeña, apenas sufren la acción repulsiva de la carga del átomo, en tanto que otras han debido sufrir la acción de una carga más intensa (positiva) de lo que se esperaba.

El experimento permite afirmar, por lo tanto, que la carga eléctrica positiva no se halla distribuida uniformemente en el átomo. En efecto si fuese así, todas las partículas sufrirían la misma repulsión y experimentarían análoga desviación.

Por lo tanto, se admite que la carga positiva del átomo se halla acumulada en una sola zona, que recibe el nombre de núcleo atómico.



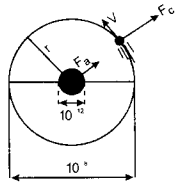
Modelo atómico de Rutherford (1911)

Basado en el descubrimiento del núcleo atómico, Rutherford establece un modelo para el átomo de hidrógeno.

a. El átomo está constituido por un núcleo central que es la región donde se encuentran las cargas positivas y alrededor se encuentra el electrón.

b. El electrón se encuentra girando alrededor del núcleo; describiendo órbitas circulares de forma similar a los planetas que giran alrededor del sol. Denominándose Sistema planetario en miniatura.

c. La fuerza centrífuga que desarrolla al girar el electrón, contrarresta la fuerza de atracción electrostática que ejerce el núcleo (+) sobre el electrón (−).



$F_a = F_c$

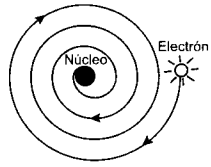
d. El diámetro del átomo es aproximadamente unas 10 000 veces mayor que el diámetro del núcleo.

$D_{átomo} = 10^{-8}$ cm ; $D_{núcleo} = 10^{-12}$ cm

$$\frac{D_{átomo}}{D_{núcleo}} = \frac{10^{-8}}{10^{-12}} \Rightarrow D_{átomo} = 10\,000\ D_{núcleo}$$

Por lo tanto, el átomo es prácticamente puro hueco.

Error de Rutherford. Según la física clásica, un cuerpo cargado eléctricamente al estar en movimiento emite energía; por lo tanto, el electrón perderá energía y caerá hacia el núcleo con una trayectoria de espiral lo que no sucede con la experiencia.

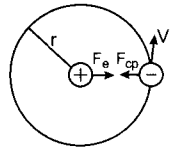


La solución a este problema la dio Niels Borh en 1913 basándose en la teoría cuántica de la radiación electromagnética, dada a conocer por Max Planck.

Modelo atómico de Niels Bohr

En 1913 Niels Bohr discípulo de Rutherford propone un nuevo modelo para el átomo de hidrógeno aplicando acertadamente la teoría cuántica de la radiación de Plank.
Su modelo está basado en los siguientes postulados.

1.er postulado. El átomo de hidrógeno consta de un núcleo (+) y a su alrededor gira en forma circular un electrón (−), de tal manera que la fuerza centrífuga contrarresta a la fuerza de atracción electrostática.



- F_{cp}: Fuerza centrípeta: $\frac{mv^2}{r}$
- F_e: Fuerza de atracción electrostática.

fe: $\frac{e^2}{r^2}$ (ley de Coulomb) m: masa del electrón

v: velocidad del electrón e: carga del electrón

r: radio de la órbita

Condición: fc = fe

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{e^2}{r^2} = \boxed{v^2 = \frac{e^2}{mr}} \quad ...(\alpha)$$

2.° postulado. El electrón solo gira en determinadas órbitas de radios definidos, llamados también niveles cuantificados de energía. No se permiten otras órbitas que no sean aquellas donde se cumple que el momento angular del electrón sea igual a múltiplos enteros de h/2r (h = constante de Planck).

momento angular = (n.° entero) $\left(\frac{h}{2\pi}\right)$

$$mvf = n\frac{h}{2\pi} \quad \ldots (\beta)$$

$$n = 1; 2; 3; \ldots$$

n: **n**.° del nivel (capa u órbita)
(cuántico principal)

De la ecuación (β), la única incógnita es **r** (radio) que depende de **n**.

Hallando el radio de un nivel.

La ecuación (α) se reemplaza en (β): $r = \frac{n^2h^2}{4\pi^2me^2}$

Sustituyendo sus valores:

$$r_n = 0{,}529\, n^2\ \text{Å} \quad \ldots (\chi)$$

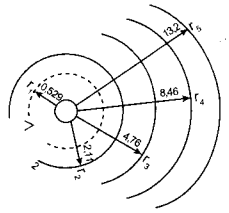
Donde: n = 1 $r_1 = 0{,}529\,\text{Å} = r_0$
radio teórico de Bohr

Se le asume r_o = por ser una constante

$\therefore\ r_n = r_o\, n^2$ Å

Ejemplo:

1. radio de la primera órbita (n = 1)
   $r_1 = 0{,}529(1)^2 = 0{,}529\,\text{Å}$
2. radio de la 2.ª órbita (n = 2) en ecuación (χ)
   $r_2 = 0{,}529(2)^2 \Rightarrow r_2 = 2{,}11\,\text{Å}$
3. 3.ª órbita: n = 3, en ec. (χ)
   $r_3 = 0{,}529(3)^2 \Rightarrow r_3 = 4{,}76\,\text{Å}$



3.er postulado. El electrón mientras gire en una misma orbita, no emite ni absorbe energía, debido a que dichas órbitas son estados estacionarios de energía.

Hallando la energía total (E) del electrón en una órbita determinada:

$E = E_C + E_P \quad \ldots (1)$

$E_C = \frac{1}{2}mv^2$

Del 1.er postulado: $v^2 = \frac{e^2}{mr} \Rightarrow E_C = \frac{e^2}{2r} \quad \ldots (2)$

$E_P = mgr$

la fuerza la atracción electrostática.

$f_A = mg \Rightarrow mg = -\frac{e^2}{r^2}$ (coulomb)

Reemplazando: $E_P = -\frac{e^2}{r^2} \quad \ldots (3)$

Reemplazando (2) y (3) en (1):

$E = \frac{e^2}{2r} - \frac{e^2}{r} \Rightarrow E = -\frac{e^2}{2r}$

Pero: $r = \frac{n^2h^2}{4n^2me^2}$ (2.do postulado)

Reemplazando:

$$E = -\frac{2\pi me^4}{n^2h^2} \quad \ldots (4)$$

E (energía total) solo depende de n.

Si el electrón se encuentra a mayores distancias que el núcleo E (mayor).

Si E es menor a menores distancias.

Reemplazando los valores en (4):

$$E_n = -\frac{313{,}6}{n^2}\ \frac{\text{kcal}}{\text{mol e}^-} \quad \ldots (\phi)$$

n : n.° nivel

1 mol = $6{,}023 \times 10^{23}$ (constante)

Ejemplo:

La energía para el 1.er nivel: n = 1 ... en ec. (ϕ)

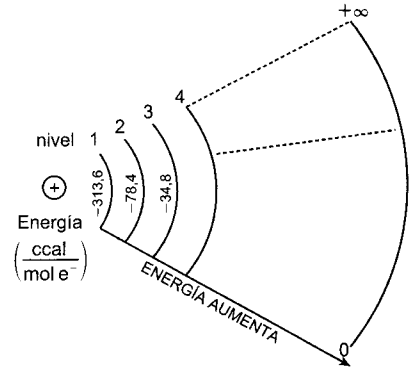
$E_1 = -\frac{313{,}6}{(1)^2} = -313{,}6\ \frac{\text{kcal}}{\text{mol e}^-}$

La energía en el 2.do nivel: n = 2 en ec. (ϕ)

$E_2 = -\frac{313{,}6}{(2)^2} = -78{,}4\ \frac{\text{kcal}}{\text{mol e}^-}$

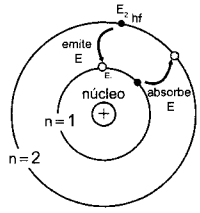
3.er nivel: n = 3 en ec. (ϕ)

$E_3 = -\frac{313{,}6}{(3)^2} = -34{,}8\ \frac{\text{kcal}}{\text{mol e}^-}$



4.° postulado. Un átomo solo emite energía cuando un electrón salta de un nivel superior de energía a otro inferior y absorbe energía en el caso contrario.

La energía emitida o absorbida por el átomo recibe el nombre de **fotón** o **cuanto de luz**.



Energía del fotón: energía inicial - energía final

$$\Delta E = E_i - E_f$$

E_i: es la energía del nivel de donde sale el electrón.

E_f: es la energía del nivel a donde llega el electrón.

Del gráfico: $E_2 > E_1$

$\Delta E = hf$ (f: frecuencia)

$$\boxed{\Delta E = E_2 - E_1}$$

h: cte. de Plank

Al emitir o absorber energía:

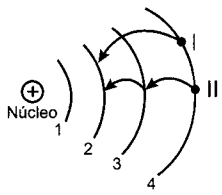
$$\boxed{\Delta E_2 - E_1 = hf}$$

La energía total en otras unidades:

$$E = -\frac{313,6}{n^2}\frac{kcal}{mol\,e^-} = \frac{-13,6}{n^2}\ eV = \frac{-2,18\times10^{-11}}{n^2}\ erg$$

Ejemplos:

1. Del siguiente gráfico:



electrón (I): Emite 1 fotón, cae 4.° nivel al 2.° nivel.
electrón (II): Emite 2 fotones. Cada salto es 1 fotón (4.° nivel al 2.° nivel).

2. El radio y la energía del tercer nivel del átomo de hidrógeno, según Bohr son:

Resolución:

Tercer nivel: (n = 3)

Radio: $r_n = 0,529\ n^2$ Å

$r_3 = 0,529\ (3)^2 \Rightarrow r_3 = 4,76$ Å

Energía (en **eV**):

$$En = \frac{-13,6}{n^2}\ eV$$

$$\therefore E_3 = \frac{-13,6}{(3)^2}\ eV = -1,51\ eV$$

3. Determinar la energía que tiene un electrón si su radio de giro es 13,25 Å.

Resolución:

r = 13,25 Å

De: $r = 0,529n^2$ Å

Reemplazando: $13,25 = 0,529n^2 \Rightarrow n^2 = 25$

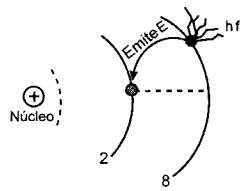
Energía: $E = \frac{-13,6}{n^2}\ eV$

$$\therefore E = \frac{-13,6}{25}\ eV = -0,544\ eV$$

4. ¿Cuánta energía se emitirá (según Bohr), cuando 1 mol de electrones desciende del octavo nivel al segundo nivel?

$$E_1 = -313,6\ \frac{kcal}{mol\,e^-}$$

Resolución:



(α) ... $\Delta E = E_8 - E_2$ (energía emitida)

De $E_n = \frac{-313,6}{n^2}\frac{kcal}{mol\,e^-}$

$$E_8 = \frac{-313,6}{(8)^2} = -4,9\ \frac{kcal}{mol\,e^-}$$

$$E_2 = \frac{-313,6}{(2)^2} = -78,4\ \frac{kcal}{mol\,e^-}$$

Reemplazando en (α):

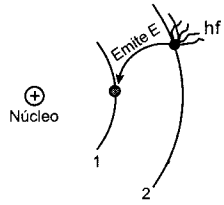
$\Delta E = -4,9 - (-78,4) \quad \therefore E = 73,5\ \frac{kcal}{mol\,e^-}$

5. Calcular el número de onda ($\bar{x}$) en cm^{-1} aproximadamente que se produce cuando el electrón cae del 2.° nivel al 1.er nivel en átomo Bohr.

$1\ eV = 1,6\times10^{-12}$ erg $\quad h = 6,63\times10^{-27}$ erg.s

$c = 3\times10^{10}$ cm/s

Resolución:



$\bar{x}$ = n.° onda = $\frac{1}{\lambda}$

$\Delta E = hf = E_2 - E_1$ (f = $\frac{c}{\lambda}$)

$$\frac{hc}{\lambda} = E_2 - E_1$$

Dándole forma: $\bar{x} = \frac{E_2 - E_1}{hc}$ ...(1)

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2}\ eV$$

$$E_2 = \frac{-13,6}{2^2} = -3,4\ eV$$

$$E_1 = \frac{-13,6}{1^2} = -13,6\ eV$$

$E_2 - E_1 = -3,4 - (-13,6) = 10,2$ eV a ergios:

$$E_2 - E_1 = 10,2\ eV\left(\frac{1,6\times10^{-12}erg.}{1eV}\right)$$

$$E_2 - E_1 = 1,63\times10^{-11}\text{ergios}$$

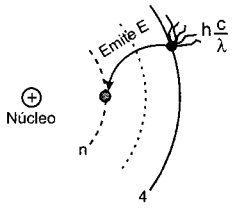
En ec. (1)

$$\bar{x} = \frac{1,63\times10^{-11}}{6,63\times10^{-27}(3\times10^{10})} \quad \therefore \bar{x} = 82\,051\ cm^{-1}$$

6. Según Bohr, un electrón se encuentra en el cuarto nivel, si emite una energía de $4,10\times10^{-12}$ erg. Hallar el nivel que se trasladó y, la longitud de onda de dicho fotón.

Resolución:

$$En = \frac{-313,6}{n^2}\frac{kcal}{mol} = \frac{-2,18\times10^{-11}\ erg.}{n^2}$$



$$\frac{hc}{\lambda} = \underset{\substack{\text{emite}\\\text{energía}}}{\Delta E} = 4,16\times10^{-12}\ \text{ergios} \qquad ...(1)$$

Pero: $\Delta E = E_4 - E_n$

Reemplazando:

$$4,16\times10^{-12}\ erg = 2,18\times10^{-11}\ erg.\left(\frac{1}{4^2}+\frac{1}{n^2}\right)$$

$n = 2$

Hallando λ:

En ecuación (1):

$$\frac{hc}{\lambda} = 4,16\times10^{-12}\ erg. \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{4,16\times10^{-12}erg.}$$

$$\lambda = \frac{6,63\times10^{-27}(3\times10^{10})}{4,16\times10^{-12}}$$

$$\lambda = 4,78\times10^{-5} = 4780\ \text{Å}$$

Restricciones del modelo de Bohr

A. No puede explicar los espectros observados para átomos multielectrónicos (más de un electrón).

B. Solo es aplicable para átomos monoelectrónicos, un solo electrón como el hidrógeno (H, He^{+}, Li^{-2}...).

C. No puede justificar el porqué de muchas líneas espectrales se componen en realidad de varias líneas separadas cuyas longitudes de onda difieren ligeramente, es decir, no explica la presencia de los subniveles observados en el espectroscopio.

Las limitaciones del modelo atómico de Bohr, fueron posteriormente corregidos con el desarrollo de la mecánica cuántica.

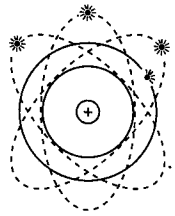
Efecto Zeeman. Observados cuando los átomos colocados en un campo magnético se excitan, se notan en un espectrómetro de masas. Las líneas espectrales se dividen en otras más finas.

Modelo atómico de Bohr - Sommerfeld

Wilhelm Sommerfeld, para explicar el desdoblamiento de las rayas espectrales, establece:

Los electrones no solo se encuentran girando en órbitas circulares, sino que también describen trayectorias elípticas, de tal manera que indica la presencia de subniveles de energía.

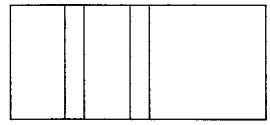
Este modelo tampoco es capaz de explicar la presencia de las líneas espectrales en átomo con más de un electrón.



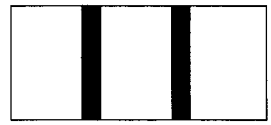
◀ SERIES ESPECTRALES DEL ÁTOMO HIDRÓGENO

Son las transiciones de los electrones de uno a otro nivel, ocasionan emisiones u absorciones, estas se pueden recoger en los llamados espectros.

Espectro de líneas de emisión. Son líneas brillantes de diferentes colores que se emiten cuando se produce una carga eléctrica sobre el hidrógeno gaseoso.



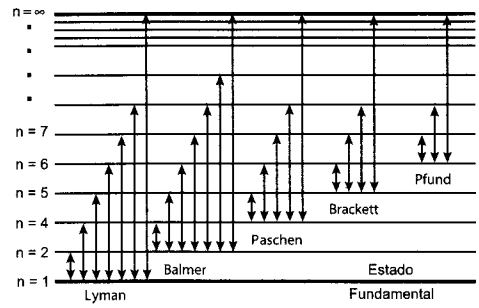
Espectro de líneas de absorción. Son las líneas oscuras que se originan cuando se hace incidir la luz blanca sobre el hidrógeno gaseoso.



Serie	N_i	N_f	Región
Lyman	1	2,3,4, ...	Ultravioleta
Balmer	2	3,4,5, ...	Visible
Paschen	3	4,5,6, ...	Infrarrojo cercano
Brackett	4	5,6,7, ...	Infrarrojo verdadero
Pfund	5	6,7,8, ...	Infrarrojo lejano

n_i: **órbita o nivel base** interior

n_f: órbita exterior



Ejemplo:

Para la serie de Balmer:

Indicar la 1.ª, 2.ª, 3.ª, 4.ª línea.

* Nivel base: n = 2 (serie Balmer)
1.ª línea: $3 \rightarrow 2$ 2.ª línea: $4 \rightarrow 2$
3.ª línea: $5 \rightarrow 2$ 4.ª línea: $6 \rightarrow 2$

- **Johannes Rydberg (1908)** sintetizó las relaciones espectrales en la siguiente ecuación:

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

λ: longitud de onda espectral

$\frac{1}{\lambda} = \bar{x}$ (n.° de onda)

R : constante de Rydberg

$R = 109\,678\ cm^{-1}$

n_i, n_f: son niveles energéticos.

Ejemplos:

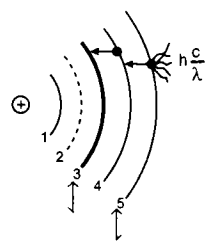
1. ¿Cuál es la energía emitida por un átomo de hidrógeno correspondiente a la segunda línea de la serie de Paschen?

Resolución:

Serie de Paschen

Nivel base: $n_i = 3$

2.ª línea: $n_f = 5 \Rightarrow$ al nivel 3



ΔE: energía emitida: $E_5 - E_3$, $\left(E_n = -\frac{13,6}{n^2}eV\right)$

$$E_3 = -\frac{13,6}{3^2} = 1,5\ eV\ ;\ E_5 = -\frac{13,6}{5^2} = -0,54\ eV$$

$\Rightarrow E = -0,54 - (-1,5) \quad \therefore \Delta E = 0,96\ eV$

2. Del problema anterior hallar su longitud de onda:

$1\ eV = 1,6 \times 10^{-12}$ erg.

$\Delta E = 0,96$ eV (problema anterior)

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\frac{hc}{\lambda} = 0,96\ eV\left(\frac{1,6\times10^{-12}erg}{1eV}\right) = 1,5 \times 10^{-12} erg.$$

$$\lambda = \frac{hc}{1,5\times10^{-12}erg.} = \frac{6,63\times10^{-27}(3\times10^{10})}{1,5\times10^{-12}}$$

$\lambda = 1,3 \times 10^{-4}$ cm

Otro método:

$n_i = 3 \qquad n_f = 5$

$R = 109\,678\ cm^{-1}$

Aplicando la ecuación de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 109\,678\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2}\right) \quad \therefore \lambda = 1,3 \times 10^{-4}\ cm$$

3. Determinar la longitud de onda de la línea espectral correspondiente a la transición en el hidrógeno de su electrón, de n = 6 a n = 3.

Resolución:

Reconociendo

λ:
$n_i = 3$ > Emisión
$n_f = 6$

Aplicando la ecuación de Rydberg:

$R = 109\,678\ cm^{-1}$

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = 109\,678\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{6^2}\right)$$

$\therefore \lambda = 1,1 \times 10^{-4}$ cm

4. Hallar la razón existente entre las longitudes de onda máxima, correspondiente a la serie de Balmer, y mínima, a la serie de Paschen.

Resolución:

$$\frac{\lambda_{máx.}(Balmer)}{\lambda_{mín.}(Paschen)} \qquad \lambda_{máx.}\ (Balmer)$$

n_i = nivel base: $n_i = 2$

De: $\Delta E = \frac{hc}{\lambda} = E_i = E_f = \ldots (1)$

$\boxed{\lambda_{máx.} \rightarrow E_{mín.}}$

$E_{mín.}$: se da en la transición de $n_f = 3$ al $n_i = 2$ serie de Balmer.

Luego: $\frac{1}{\lambda_{máx}} = 109\,678\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) \ldots (\alpha)$

$\lambda_{mín.}$: (Paschen)

De la ecuac. (1): $\boxed{\lambda_{mín.} \Rightarrow E_{máx.}}$

n_i = nivel base: $n_i = 3$

$E_{máx.}$: se da en la transición de $n = \infty \Rightarrow n_i = 3$

$$\frac{1}{\lambda_{mín.}} = 109\,678\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{\infty^2}\right) \ldots (\beta)$$

$(\beta) \div (\alpha)$

$$\therefore \frac{\lambda_{máx.}}{\lambda_{mín.}} = \frac{\frac{1}{3^2}}{\frac{5}{2^2(3)^2}} \Rightarrow \frac{\lambda_{máx.}}{\lambda_{máx.}} = \frac{4}{5}$$

5. Determinar la razón existente entre las energías cinéticas del electrón cuando gira en la 2.ª órbita y en la 4.ª órbita de acuerdo al modelo atómico de Bohr.

Resolución:

$$E_C = \frac{1}{2}mv^2$$

- 2.ª órbita: n = 2; 4.ª órbita: n = 4
- Del 1.er postulado de Bohr:

$$\Rightarrow V_2 = \frac{e^2}{mr} \qquad \ldots (\alpha)$$

$$\frac{E_{C(2)}}{E_{C(4)}} = \frac{\frac{e^2}{2r_2}}{\frac{e^2}{2r_4}} \Rightarrow \frac{E_{C(2)}}{E_{C(4)}} = \frac{r_4}{r_2} \qquad \ldots (\phi)$$

De: $r_n = 0{,}529n^2 \Rightarrow r_4 = 0{,}529(4)^2$

$r_2 = 0{,}529(2)^2$

$\frac{r_4}{r_2} = \frac{4^2}{2^2} = 4$ en ecuación (ϕ) $\quad \therefore \frac{E_{C(2)}}{E_{C(4)}} = \frac{4}{1}$

Modelo atómico actual

Es un modelo netamente matemático basado en los siguientes principios:

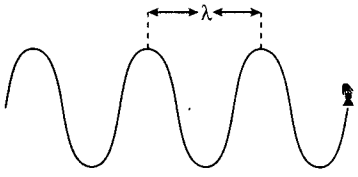
Dualidad de la materia (Louis de Broglie)

Onda–partícula. La materia al igual que la energía, presenta un carácter dualístico de onda-partícula.

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

λ : longitud de onda partícula.
m: masa de onda partícula.
v : velocidad de la onda partícula.

- Según esto, no solo electrón presenta longitud de onda λ sino también un fotón de luz, tendrá una masa m.



$E = mc^2$ ... (1) (partícula)

$E = \frac{hc}{\lambda}$ ... (2) (onda)

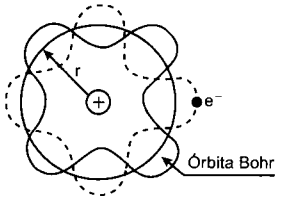
(1) = (2)

$mc^2 = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \boxed{\frac{h}{mc}} \Leftrightarrow \boxed{\frac{h}{mv}} = \lambda$

Este principio es válido para partículas atómicas muy pequeñas.

En el caso de cuerpos grandes como una pelota en movimiento o una persona, también llevan asociadas determinadas longitudes de onda, pero muy pequeñas; prácticamente despreciables, lo que hace imposible el poder detectarlos.

Niveles estacionarios de energía (Niels Bohr). Un electrón puede girar indefinidamente alrededor del núcleo, sin emitir energía, debido a que su órbita contiene un número entero de longitud de onda de De Broglie.



Longitud de la órbita: ... $2\pi r$

$2\pi r = n\lambda$

De: $\lambda = \frac{h}{mv}$

Reemplazando: $2\pi r = n\frac{h}{mv} \quad \therefore mvr = n\frac{h}{2\pi}$

Principio de incertidumbre (Heisenberg). Es imposible conocer con exactitud y al mismo tiempo, la velocidad y posición del electrón. Si se conoce la velocidad es incierta su posición, si se conoce la posición es incierta su velocidad.

$$\Delta p \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}$$

Δp: momento de la incertidumbre: Δmv

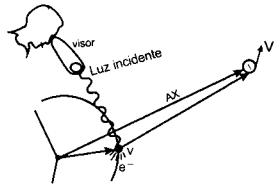
$\Delta p = mv$

Δx: incertidumbre de la posición.

h: constante de Planck

$\therefore mv\Delta x \geq \frac{h}{2\pi}$

Δx inversamente proporcional a V.



Al incidir la fuente de luz, este al llegar hacia la posición del electrón se excita por la energía y se ubica en otra posición.

Por lo tanto, si se halla su posición es imposible conocer su velocidad.

Ejemplos:

1. ¿Cuál es la longitud de onda de un objeto de masa 1000 g y se mueve con una velocidad de $1{,}1 \times 10^{-8}$ km/s ($h = 6{,}63 \times 10^{-27}$ ergs)?

   Resolución:

   m = 1000 g.

   $v = 1{,}1 \times 10^{11}$ cm/s

   Aplicando: $\lambda = \frac{h}{mv}$ (de De Broglie)

   $\lambda = \frac{6{,}63 \times 10^{-27}}{1000 \times 1{,}1 \times 10^{-11}} \quad \therefore \lambda = 6{,}02 \times 10^{-19}$ cm

2. Hallar la longitud de onda de De Broglie de un electrón que se encuentra en su estado fundamental en un átomo de hidrógeno.

   Resolución:

   λ:

   Estado fundamental (H): n = 1 (1.ª órbita)

   Del 2.° postulado: $2\pi r = n\lambda$

   $$\lambda = \frac{2\pi r}{n} \quad ...(\alpha)$$

   $\boxed{r_n = 0{,}529n^2}$ $\quad n = 1 \Rightarrow r_1 = 0{,}529$ Å

   En ec (α):

   $\lambda = \frac{2\pi(0{,}529)}{1} \quad \therefore \lambda = 3{,}33$ Å

3. De acuerdo al principio de incertidumbre de Heisenberg; si la indeterminación en el momentum de un electrón es 2×10^{-20} gcms^{-1} ¿Cuál es la indeterminación en la posición?

Resolución:

Del principio de incertidumbre de Heisenberg:

$\Delta p \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}$ ... (α)

Δp = momentum = mv

Dato: $\Delta p = 2 \times 10^{-20}$ gcms^{-1}

En ecuac ... (α):

$2 \times 10^{-20} \Delta x \geq \frac{6{,}63 \times 10^{-27}}{2 \times 3{,}1416}$

$\Delta x \geq 5 \times 10^{-8}$ (indeterminación de la posición)

4. Si la longitud de onda de un electrón es de 1 Å. Calcular su velocidad en cm/s.

Resolución:

$\lambda = 1\,Å = 10^{-8}$ cm $\qquad h = 6{,}63 \times 10^{-27}$

$m_{e^-} = 9{,}1 \times 10^{-28}$ g

Por dualidad de la materia (Luis De Broglie)

$v = \frac{h}{m\lambda} \Rightarrow v = \frac{h}{m\lambda} = \frac{6{,}63 \times 10^{-27}}{9{,}1 \times 10^{-28} \times 10^{-8}}$

$\therefore v = 7{,}2 \times 10^{8}$ cm/s

ESTRUCTURA ATÓMICA MODERNA

La concepción moderna del átomo, es que es un sistema energético en equilibrio. Está constituido por dos zonas importantes:

I. Zona interna: núcleo

Aquí se encuentra concentrado casi la totalidad de la masa del átomo. Se encuentran las partículas más estables: protones y neutrones, también se les denomina nucleones.

Protones. Son partículas de carga eléctrica positiva. Se toma su masa como unidad de masa atómica (u) equivalente a la doceava parte de la masa del carbono doce.

$$1u = 1{,}67 \times 10^{-24}g$$

Neutrón. No tiene carga y su masa es igual al protón. Son buenos agentes desintegradores.

Mesones. Son partículas existentes en el núcleo que evitan la fuerza de repulsión causada por los protones en el núcleo, fueron descubiertos por Anderson. Tiene igual carga que el electrón, pero su masa es 207 veces mayor.

Los mesones son partículas inestables que se desintegran con rapidez (tiempo de vida 2 millonésimas de segundo), produciendo otras partículas subatómicas, como el positrón y el neutrino.

Positrón. Posee carga eléctrica positiva al igual que el electrón y su masa es idéntica al electrón.

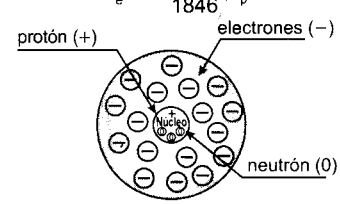
Neutrino. No posee carga eléctrica y su masa es inferior en 0,05% al del electrón.

II. Zona externa: nube electrónica

En esta zona se encuentra los electrones, que giran alrededor del núcleo, forma una nube electrónica que la envuelve.

Electrones. Tiene carga negativa igual al del protón pero de sino contrario. Cuando se le da valor en u (masa) se le atribuye el valor de cero. No significa que lo sea pero su valor es despreciable frente a la del protón.

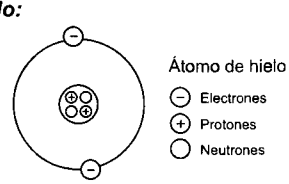
$$m_{e^-} = \frac{1}{1846} m_{p^+}$$



Átomo electrónicamente neutro: $n.^\circ p^+ = n.^\circ e^-$

Partícula	Carga absoluta (coulomb)	Carga relativa	Masa absoluta (gramos)	Maso relativa (u)	Científico descubridor
Electrón ($^0_{-1}e$)	$-1{,}6 \times 10^{-19}$	−1	$9{,}1 \times 10^{-28}$g	0	Thompson (1896)
Protón (^1_1H)	$+1{,}6 \times 10^{-19}$	+1	$1{,}672 \times 10^{-24}$	1	Rutherford (1920)
Neutrón (^1_0n)	0	0	$1{,}675 \times 10^{-24}$	1	Chadwick (1932)

Ejemplo:



Número atómico o carga nuclear (Z)

Nos indica el número de protones contenidos en el núcleo del átomo.

$Z = n.^\circ p^+$

Átomo eléctricamente neutro: $Z = n.^\circ p^+ = n.^\circ e^-$

Z: es único para cada elemento, tal es así que conociendo Z se identifica el elemento.

Ejemplo:

Elemento	Z	$n.^\circ p^+$	$n.^\circ e-$
Hidrógeno	1	1	1
Carbono	6	6	6
Oxígeno	8	8	8
Sodio	11	11	11

Número de masa o masa atómica (A)

Nos indica la suma total de protones y neutrones contenidos en el núcleo atómico.

$$A = \text{n.° } p^+ + \text{núm. } n^0$$

$$A = Z + N$$

n.° neutrones: $N = A - Z$ $\quad A > Z$

Ejemplo:

	A	Z	n.° p	N
Carbono	12	6	6	6
Oxígeno	16	8	8	8
Sodio	23	11	11	11

Elemento químico

Es el conjunto de átomos que tienen el mismo número atómico. La representación la dio Jacob Berzelius, mediante símbolos.

Elementos	Símbolo
Carbono	C
Sodio	Na
Oxígeno	O
Plata	Ag

Representación del átomo de un elemento

$${}^{A}_{Z}E \qquad n = A - Z$$

Ejemplos:

1. $^{23}_{11}Na$ (A, Z)

$A = 23$
$Z = 11$
$\text{n.°}p^+ = 11$
$\text{núm. } n^0 = 12$

2. ${}^{14}_{6}C$ Hallar: A, Z, n.° p^+, n.° e^-, núm. n^0

Resolución:

$${}^{14}_{6}C \Rightarrow \begin{cases} A = 14 \\ Z = 6 \\ \text{n.° } p^+ = 6 \\ \text{n.° } e^- = 6 \\ \text{núm. } n^0 = 6 \end{cases}$$

Iones

Es todo átomo cargado eléctricamente.

Anión. Se forma cuanto al átomo gana electrones y se carga negativamente.

Ejemplos:

1. ${}_9F + e^- \xrightarrow[\text{gana}]{} \underbrace{F^{1-}}_{\text{anión}}$

2. ${}_8O \xrightarrow{+2e^-} {}_8O^{2-}$
   $\text{n.°}e^- = 8$ $\qquad$ $\text{n.°}e^- = 10$

3. ${}_{16}S^{3} \Rightarrow \begin{matrix} \text{n.°}p^+ = 16 \\ Z = 16 \\ \text{n.°}e^- = 19 \end{matrix}$

4. Si el anión divalente de un átomo contiene 15 electrones hallar, su número atómico.

Resolución:

Sea el átomo: X

${}_zX^{2-}$: $15e^- \Rightarrow {}_zX$: $13e^-$

$Z = \text{n.° } p^+ = \text{n.° } e^- = 13$

El átomo neutro X tiene $13e^-$

$\text{n.° } p^+ = \text{n.° } e^- = Z = 13$

Catión. Se forma cuando el átomo pierde electrones. Se carga positivamente.

Ejemplos:

1. ${}_{11}Na \qquad {}_{11}Na^+ \qquad$ Catión
2. ${}_{20}Ca \qquad {}_{20}Ca^{2+} \qquad \text{n.° } e^- = 18$
3. Del ión, hallar Z, n.° e^-

   ${}_{26}F^{3+} \longrightarrow Z = 16$
   $\text{n.° } p^+ = 26$
   $\text{n.° } e^- = 23$

   $e^- = 26 - 3 = 23$

4. Se tiene un ión tetrapositivo, con 28 electrones. Hallar su número atómico.

Resolución:

${}_zX^{4-}$: $28\ e^-$

$z - 4 = 28 \Rightarrow Z = 32$

Como átomo neutro: tiene $e^- = 32$

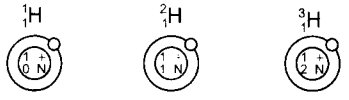
$\text{n.° } p^+ = \text{n.° } e^- \Rightarrow Z = 32$

Tipos de átomos

Isótopos (hílidos). Son átomos de un mismo elemento químico que tienen igual número atómico, pero diferente número de masa y diferente número de neutrones.

Ejemplo:

${}^{12}_{6}C \qquad {}^{14}_{6}C$ (isótopos del carbono)



protio $\qquad$ deuterio $\qquad$ tritio

(isótopos del hidrógeno)

Solo en el protio: n = 0: en general $n \geq p^+$

En general:

${}^{A_1}_{Z_1}E \qquad {}^{A_2}_{Z_2}E$

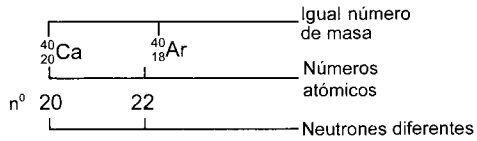
$n^0 = A - Z$

$Z_1 = Z_2$
$A_1 \neq A_2$
$A_1 - Z_1 \neq A_2 - Z_2$

Características:

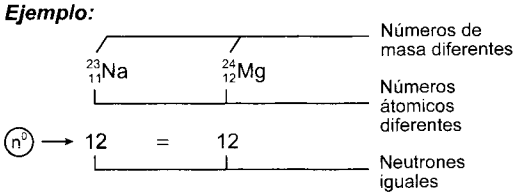
- Isótopo (iso = igual; topos = lugar), son átomos que ocupan el mismo lugar, es decir, ocupan el mismo lugar en la tabla periódica.
- Tienen propiedades químicas iguales pues tienen igual número de electrones.
- Propiedades físicas diferentes, puesto que su masa es distinta para cada isótopo.
- Los isótopos radiactivos o artificiales reciben el nombre de radioisotopos.
- Todos los elementos presentan isótopos.

Isóbaros. Son átomos de elementos diferentes, que tienen diferente número atómico; poseen igual **número de masa**. Poseen propiedades físicas semejantes pero difieren en sus propiedades químicas.



Isótonos. Son átomos de elementos diferentes que poseen igual número de neutrones.

Ejemplo:



En general:

$^{A_1}_{Z_1}X \quad ^{A_2}_{Z_2}Y \Rightarrow$

$A_1 - Z_1 \neq A_2 - Z_2$
$A_1 = A_2$
$Z_1 \neq Z_2$

Isoelectrónicos. Son átomos o iones que tienen igual número de electrones y presentan igual configuración electrónica.

Ejemplo:

$_{10}Ne$: 10e$^-$
$_{8}O^{2-}$: 10e$^-$
$_{9}F-$: 10e$^-$
Son isoelectrónicos

PESO ATÓMICO PROMEDIO (PA) O MASA ATÓMICA PROMEDIO ($\bar{A}r$)

Es el promedio ponderado de las masas isotópicas en función de su abundancia. Este promedio justifica el porqué la presencia de los valores no enteros en los pesos atómicos.

Isótopos	Masas isotópicas $\bar{A}r$:	Abundancia (a_i)
E_{A1}	$\bar{A}r_1$	a_1
E_{A2}	$\bar{A}r_2$	a_2
E_{A3}	$\bar{A}r_3$	a_3

$$\bar{A}r \text{ (exacto)} = \frac{\sum \bar{A}r_i a_i}{\sum a_i} = \frac{\bar{A}r_1 a_1 + \bar{A}r_2 a_2 + \bar{A}r_3 a_3}{a_1 + a_2 + a_3}$$

$$\bar{A}r \text{ (aprox.)} = \frac{\sum A_i a_i}{\sum a_i} = \frac{A_1 a_1 + A_2 a_2 + A_3 a_3}{a_1 + a_2 + a_3}$$

$\bar{A}r$: masa isotópica (u)
A_i: número de masa

Ejemplo:

Hallar la masa atómica ($\bar{A}r$) o el peso atómico (Cl)

$$^{35}Cl = \frac{a_1(\%)}{75}$$

$$^{37}Cl = \frac{25}{100}$$

$$\bar{A}r(\text{aprox.}) = \frac{\sum A_i a_i}{\sum a_i} = \frac{35(75) + 37(25)}{100} = 35{,}5$$

Ejemplos:

1. El núclido de un elemento presenta 4 neutrones. Hallar el número de partículas positivas.

$$^{3(x-8)}_{2x}E$$

Resolución:

$$^{A \leftarrow 3(x-8)}_{Z \leftarrow 2x}E \qquad n^0 = A - Z$$

$4 = 3(x-8) - 2x \Rightarrow x = 28$

Los protones son las únicas partículas positivas que se encuentran en el núcleo.

$Z = 2x \Rightarrow Z = 56 \quad \therefore Z = \text{n.° p}^+ = 56$

2. La masa atómica de un átomo es el triple de su número atómico, si posee 48 neutrones determine el número de electrones.

Resolución:

$A = 3z$

$n^0 = 48 \Rightarrow 48 = A - Z$

$\downarrow$

$2Z$

$\therefore Z = 24$

Átomo neutro: $Z = \text{n.° p}^+ = e^- = 24$

3. En el núcleo de un átomo, los neutrones y protones están en la relación de 6 a 4, si su número atómico es 48. Hallar su número de masa.

Resolución:

$$\frac{n^0}{p^+} = \frac{6}{4}$$

$Z = 48 = \text{n.° p}^+$

Reemplazando: $\frac{n^0}{48} = \frac{6}{4} \Rightarrow n^0 = 12$

$A = \text{n.° p}^+ + \text{núm. } n^0 \Rightarrow A = 48 + 72 \quad \therefore A = 120$

4. La diferencia de los cuadrados de la masa atómica y número atómico es igual a la suma de la masa atómica y número atómico. Hallar el número de neutrones.

Resolución:

$A^2 - Z^2 = A + Z \Rightarrow (A - Z)(A + Z) = A + Z$

$A - Z = 1 \quad \therefore n = 1$

5. La diferencia de los cuadrados del número másico y número atómico de un átomo es 2580, el número de neutrones es 30. Determinar la carga eléctrica negativa de un ión de carga (−1) de dicho átomo.
Dato: $e^- = -1{,}6 \times 10^{-19}$ Cb.

Resolución:

$^A_Z E \Rightarrow A - Z = 30 \qquad ...(\alpha)$

Dato: ... $A^2 - Z^2 = 2580$

$(A - Z)(A + Z) = 2580 \Rightarrow A + Z = 86 \qquad ...(\beta)$

$\downarrow$

30

De ecuaciones (α) y (β): $Z = 58 \quad \therefore 58\ e^-$

Ión (1−) → átomo gana 1e$^-$

$_{58}E^{1-} \Leftrightarrow 59\ e^-$

En coulomb: $59(1{,}6 \times 10^{-19}\text{ Cb}) = -9{,}44 \times 10^{-9}$ Cb

6. Los números de masa de dos hílidos suman 110 y la suma de sus neutrones es la mitad de la cantidad de protones de dichos átomos. Hallar la cantidad de electrones.

Resolución:

Sean los isótopos o hílidos: ${}^{A_1}_{Z}X$ ${}^{A_2}_{Z}X$

$A \rightarrow A_1 + A_2 = 110$

$N \rightarrow A_1 - Z + A_2 - Z = \frac{1}{2}Z$

$110 = \frac{5}{2}Z \Rightarrow Z = 44 \quad \therefore 44\ e^-$

7. La diferencia de los números atómicos de dos isóbaros es 24, si sus neutrones suman 40. Hallar el número de neutrones del átomo que tenga menor valor de Z.

Resolución:

Isóbaros:

iguales

${}^{A_1}_{Z_1}X$ ${}^{A_2}_{Z_2}Y$

Si $Z_1 > Z_2 \Rightarrow n_2^0$: ?

menor

$Z_1 - Z_2 = 24 \qquad n_1^0 + n_2^0 = 40 \ldots(\alpha)$

$A_1 = A_2$

$Z_1 + n_1^0 = Z_2 + n^0_2$

Reemplazando: $24 = n_2^0 - n_1^0 \qquad \ldots(\beta)$

Sumando ecuac. (α) y (β): $2n_2^0 = 64$

$\therefore n_2^0 = 32$

8. La suma de los números atómicos de 2 isótonos es 18 y la diferencia de sus masas atómicas es 6. Hallar sus números atómicos.

Resolución:

Isótonos: ${}^{A_1}_{Z_1}X$ ${}^{A_2}_{Z_2}Y$ $\boxed{n_x^0 = n_y^0}$ $\ldots(\alpha)$

$Z_1 + Z_2 = 18 \qquad \ldots(\beta)$

$A_1 - A_2 = 6$

De ec. (α): $A_1 - Z_1 = A_2 - Z_2$

Reemplazando: $6 = Z_1 - Z_2 \qquad \ldots(\chi)$

Sumando ecuac. (χ) y (β):

$24 = 2Z_1 \Rightarrow Z_1 = 12$

$\Rightarrow Z_2 = 6$

9. La relación de las masas de 2 isótopos es 7/5 y la diferencia de sus neutrones es 4. ¿Cuál es la suma de las masas?

Resolución:

Isótopos ${}^{A_1}_{Z}X$ ${}^{A_2}_{Z}X$

$A \Rightarrow \frac{A_1}{A_2} = \frac{7}{5} \ldots(\alpha)$

$n \Rightarrow (A_1 - Z) - (A_2 - Z) = 4$

$A_1 - A_2 = 4 \ldots(\beta)$

Aplicando proporciones: ecuac. (α)

$$\frac{A_1 + A_2}{\underbrace{A_1 - A_2}_{4}} = \frac{7+5}{7-5}$$

$A_1 + A_2 = 24$

10. Hallar el peso atómico de un elemento que tiene 2 isótopos cuyas masas atómicas son 40 y 42 y el % del peso de uno de ellos es de 20%.

Resolución:

Generalmente el isótopo más abundante de un elemento es el de menor masa atómica (A).

Isótopo	Abundancia (%)
${}^{40}X$	80
${}^{42}X$	20
	100

$PA_{(x)} = \frac{40(80) + 42(20)}{100} \quad \therefore \quad PA_{(x)} = 40{,}4$

11. Los isótopos de un elemento son ${}^{20}X$ y ${}^{21}X$ si su peso atómico es 20,8. Hallar el % del isótopo más abundante.

Resolución:

Isótopo	Abundancia (%)
${}^{20}X$	a
${}^{21}X$	100 − a
	100

$PA_{(x)} = 20{,}8 = \frac{20(a) + 21(100 - a)}{100} \Rightarrow a = 20\%$

Por lo tanto, el más abundante:

${}^{21}X = (100 - 20) = 80\%$

12. Si un elemento X tiene 2 isótopos naturales cuyos $A_1 = 48$; $A_2 = 56$ y si por cada 3 átomos livianos existen 5 pesados. Determinar el peso atómico.

Resolución:

Isótopos	Peso	% $\left(\frac{100x_1}{\text{Total}}\right)$
${}^{40}X$	3	37,5
${}^{56}X$	5	62,5
	Total 8	100

$PA_{(x)} = \frac{48(37{,}5) + 56(62{,}5)}{100} \quad \therefore PA_{(x)} = 53$

13. Si un átomo es Isóbaro con el ${}^{207}Pb$ y también es isótono con el ${}^{108}_{47}A$. Indicar el número atómico de dicho átomo.

Resolución:

Sea el átomo: ${}^{A}_{Z}X$

$207 - Z = 108 - 47 \quad \therefore Z = 146$

isóbaro

${}^{A}_{Z}X$ ——— ${}^{207}Pb$ $\qquad A = 207$

isótono

${}^{207}_{Z}X$ — neutrones iguales → ${}^{108}_{47}Ag$

14. Si el ión X^{3+} presenta 72 electrones, ¿cuál es el número atómico de X?

Resolución:

$_zX^{3+}$: 72 e^-

Aplicar: $\boxed{Z - n.°\ e^- = carga}$

$Z - 72 = +3 \Rightarrow Z = 75$

O hallar siempre Z como átomo neutro:

$\boxed{Z = p^+ = e^-}$

$_zX^{3+} \Rightarrow {}_zX^0$

$e^- = 72$ $\qquad$ $e^- = 75$

$n.°\ e^- = Z = 75$

15. Si un elemento X da un ión binegativo y se sabe que dicho ión posee 68 neutrones y 50 electrones. ¿Cuál es su número de masa?

Resolución:

Sea: $^A_zX \Rightarrow n^0 = 68$

$A = z + n^0 \ldots (\alpha)$

$_zX^{2-}$ ← ión binegativo

50 e^-

Aplicando: $Z - 50 = -2 \Rightarrow Z = 48$

En (α): $A = 48 + 68 \Rightarrow A = 116$

16. Un átomo X es isótono con otro átomo Y el cual posee una carga nuclear de 33 y número de masa 70, además es isóbaro con el ^{66}Zn. ¿Cuántos electrones posee el ion divalente del átomo X?

Resolución:

Sea el átomo: ^A_zX

isóbaro

$^AX \longrightarrow {}^{66}Zn \Rightarrow A = 66$

Carga nuclear es la carga existente en el núcleo (+) y la da los protones, es decir, Z.

$^{66}_zX \xrightarrow{\text{isótono}} {}^{70}_{33}Y$

$66 - Z = 70 - 33 \Rightarrow Z = 29 \quad \therefore {}_{29}X$

Ión divalente

SI $_{29}X^{2-} \Rightarrow 31\ e^-$

$_{29}X^{2+} \Rightarrow 27\ e^-$

17. Indicar qué tipo de especies son:

$_{17}Cl^-$, $_{19}K^+$, $_{18}Ar$ y $_{16}S^{2-}$

Resolución:

$_{17}Cl^-$, $_{19}K^+$, $_{18}Ar$, $_{16}S^{2-}$

$\bar{e} \rightarrow$ 18 18 18 18 Tienen igual número de electrones.

Son especies isoelectrónicas

18. El ión divalente negativo de un átomo es isoelectrónico con el $_{25}Mn^{7+}$, indicar el número atómico de dicho átomo.

Resolución:

Hallar: Z

$_zX^{2-}$ $\qquad$ $_{25}Mn^{7+}$: 27 e^-

$n.°e^- = 25 - 7 = 18$

$_zX^{2-}$: 18 e^-

Aplicando: $Z - 18 = -2$

$Z = 16$

19. Si la suma de los electrones de los siguientes iones es 79: X^{4-} Y^{2+} W^{3+}, ¿cuál será la suma de los electrones de los iones: X^+ Y^{2-} W^{3-}?

Resolución:

$_{zx}X^{4-}$ $_{zy}Y^{2+}$ $_{zw}W^{3+} \Rightarrow$ Suman 79 e^-

$(Z_x + 4) + (Z_y - 2) + (Z_w - 3) = 79$

$Z_x + Z_y + Z_w = 80 \qquad \ldots(\alpha)$

$_{zx}X^+$ $_{zy}Y^{2-}$ $_{zw}W^{3-}$ Hallar la suma e^-:

$(Z_x - 1) + (Z_y + 2) + (Z_w + 3)$

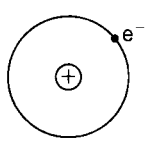
Agrupando: $80 - 1 + 2 + 3 \Rightarrow 84\ e^-$

PROBLEMAS RESUELTOS

1. De acuerdo al modelo atómico de Rutherford (1911), indicar lo incorrecto:
   I. El núcleo atómico posee una gran masa dentro de un volumen pequeño.
   II. El núcleo atómico es de carga eléctrica positiva.
   III. Los electrones giran solamente en órbitas elípticas alrededor del núcleo atómico.
   IV. El núcleo atómico tiene elevada densidad.
   V. El átomo es prácticamente vacío.

Resolución:

De acuerdo con el modelo atómico de Rutherford: átomo



sistema planetario

Se afirmó:

- El núcleo es de carga positiva de un volumen pequeño pero de gran masa (elevada densidad).
- Los electrones giran en orbitas circulares distantes del núcleo (átomo casi vacío).

Por lo tanto, es incorrecto la alternativa III.

2. ¿Qué afirmaciones corresponden al modelo atómico de Rutherford?

I. Utilizó una sustancia radiactiva, cuya emisión alfa la hizo impactar contra láminas muy delgadas de metal.

II. El 100% o un poco menos de las partículas α atravesaban la lámina metálica. Esto justificaba la discontinuidad en el átomo, o sea, el vacío existente entre el núcleo y los electrones.

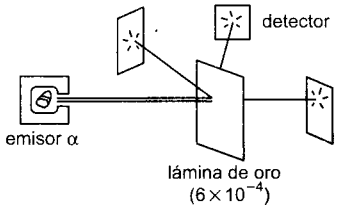
III. La desviación o el rebote de una pequeñísima fracción de partículas α permitió a Rutherford sustentar la existencia de un **centro de dispersión** (núcleo) altamente positivo y muy pequeño en relación al tamaño atómico.

Resolución:

En relación al experimento de Rutherford (1911).

I. **Correcto**
Empleo partículas alfa (α) para bombardear una lámina delgadísima de metal oro.

II. **Incorrecto**
Se desarrolló según:



Casi la totalidad de las partículas α atravesaron el metal, esto justifica la continuidad de la materia (es divisible).

III. **Correcto**
La pequeña cantidad de partículas α (+) desviadas indica la existencia de una zona central positiva muy pequeña que es el núcleo.

Por lo tanto, son correctos I y III.

3. Respecto al modelo atómico de Rutherford, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Comprobó experimentalmente como se distribuían las partículas en los átomos.

II. Utilizó partículas α y β para bombardear láminas delgadas de diferentes metales.

III. Su modelo no satisfacía los espectros atómicos obtenidos en este entonces.

Resolución:

Respecto al modelo atómico de Rutherford:

I. **Falso**
La única partícula conocida hasta entonces era el electrón.

II. **Falso**
En su famoso experimento de la lámina de oro empleo solo partículas alfa (α).

III. **Verdadero**
Su modelo no lograba explicar la estabilidad atómica ni la producción de espectros.

4. ¿Cuál es la energía (en kJ) de un mol de fotones de cierta radiación electromagnética, cuya longitud de onda es 200 nm?

Resolución

El contenido energético de los fotones se determina según.

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Donde:
h: constante de Planck
$(6{,}62 \times 10^{-34}\ Js)$
C: Velocidad luz: 3×10^8 m/s.
Para un fotón cuya longitud de onda es:
$\lambda = 200\,nm = 2\times10^{-7}m$

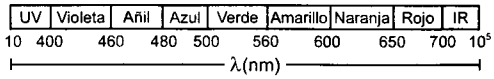
$$\therefore E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6{,}62\times10^{-34}(3\times10^8)}{2\times10^{-7}}$$

$E = 9{,}93\times10^{-19}$ J

Luego para 1 mol $(6{,}02\times10^{23})$ fotones:
$E_T = 6{,}02\times10^{23}(9{,}93\times10^{-19})$ J $\Rightarrow$ $E_T = 597\,786$ J
Por lo que dicha energía total en kilojoule (kJ) es:

$$E_T = 597{,}78\ kJ$$

5. Determinar en qué porción del espectro electromagnético que se muestra, se encuentra la línea de emisión de hidrógeno que corresponde a la transición del electrón desde el estado n = 4 hasta n = 2. R_H: 109 678 cm^{-1}



Resolución:

Para determinar la longitud de onda (λ) de un fotón producido en una transición electrónica en el átomo de hidrógeno usamos:

$$\boxed{\frac{1}{\lambda} = RH\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)}$$

Donde:
$RH = 109\,678\ cm^{-1}$
Para una transición:
$n_i = 4 \rightarrow n_f = 2$

$$\frac{1}{\lambda} = 109\,678\left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{2^2}\right)$$

$\lambda = 4{,}863\times10^{-5}$ cm
$\therefore \lambda = 486{,}3$ nm $\quad (1\ nm = 10^{-7}\ cm)$
Esto corresponde al color azul.

6. Un espectrofotómetro es un dispositivo utilizado para medir la concentración de ciertas especies químicas en solución. Si en una medición el mencionado equipo da la mayor absorción de luz a 420 nm, determinar la frecuencia de esta radiación visible en Hz.

Resolución:

Cierta muestra química produce una luz donde:
$\lambda = 420$ nm $\quad (1\ nm = 10^{-9}\ m)$
$\lambda = 4{,}2\times10^{-7}m$

Su frecuencia (υ) lo determinamos según:

$$\upsilon = \frac{c}{\lambda}$$

$$\upsilon = \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{4{,}2 \times 10^{-7} \text{ m}}$$

$$\upsilon = 7{,}14 \times 10^{14} \text{ S}^{-1} \quad \therefore \upsilon = 7{,}14 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

7. Respecto al modelo atómico de Bohr, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Según Bohr los electrones pueden estar en órbitas estables alrededor del núcleo.

II. Las órbitas de radios definidos se denominan niveles cuantizados de energía.

III. Su modelo explica, satisfactoriamente, el espectro del átomo de hidrógeno obtenido.

Resolución:

Respecto al modelo atómico de Bohr (1913).

I. **Verdadero**
Considera la existencia de niveles estacionarios de energía (órbitas estables).

II. **Verdadero**
Dichos niveles estacionarios de energía son órbitas de radios definidos su energía está cuantizada.

$$E_n = \frac{-13{,}6 \text{ eV}}{n^2}$$

III. **Verdadero**
Mediante los saltos o transiciones electrónicas entre órbitas, explica la producción de los espectros atómicos.

8. Indicar verdadero (V) o falso (F) en relación al modelo atómico de Bohr:

I. Solo es aplicable para átomos de un solo electrón.

II. La distancia entre la segunda y tercera órbita es 2,65 Å.

III. Un electrón tiene menor velocidad en las órbitas más alejadas del núcleo.

Resolución:

En relación al modelo atómico de Bohr:

I. **Verdadero**
Es aplicable al átomo de hidrógeno y a las especies hidrogenoides (iones de un solo electrón): ${}_2He^+$, ${}_3Li^{2+}$, ${}_4Be^{3+}$

II. **Verdadero**
El radio de las órbitas electrónicas se determinan según: $R_n = 0{,}53 \text{ Å } n^2$
Luego la distancia entre las órbitas n = 3 y n = 2 es:
$d = R_3 - R_2$
$d = 0{,}53 \text{ Å } (3)^2 - 0{,}53 \text{ Å } (2)^2 \quad \therefore d = 2{,}65 \text{ Å}$

III. **Verdadero**
La velocidad ($\overline{V}$) de un e^- en una órbita se determina según:

$$\overline{V}_n = \frac{2{,}2 \times 10^8 \text{ cm/s}}{n}$$

A mayor valor de n (órbita más alejada), la velocidad es menor.

9. ¿Cuánta energía (en J) se emite o absorbe cuando el electrón del átomo de hidrógeno sufre un salto desde la segunda hasta la cuarta órbita?

Resolución:

Cuando el electrón en el átomo de hidrógeno produce un salto desde un nivel inferior a otro superior absorbe un fotón cuya energía (E) es:

$$E = E_{n(f)} - E_{n(i)}$$

Para la transición electrónica: $n_i = 2 \Rightarrow n_f = 4$

$$E = \frac{-13{,}6 \text{ eV}}{(4)^2} - \frac{-13{,}6 \text{ eV}}{(2)^2} \qquad E = 2{,}55 \text{ eV}$$

Como 1 eV = $1{,}6 \times 10^{-19}$ J

$E = 2{,}55(1{,}6 \times 10^{-19})$ J

$\therefore E = 4{,}08 \times 10^{-19}$ J (se absorbe)

10. ¿Cuál de las siguientes transiciones electrónicas entre niveles energéticos (n) corresponde a la emisión de menor energía?

Resolución:

De acuerdo a las series espectrales del hidrógeno, las transiciones de electrones siguientes producen fotones de los tipos:

n_i	n_f	Espectro
4	3	Infrarrojo Serie de Paschen
5	1	Ultravioleta Serie de Lyman

$\therefore n_i = 4 \Rightarrow n_f = 3$: emite menor energía.

Los saltos en A, B y E absorben energía.

11. Dadas las siguientes proposiciones:

I. J. Thompson determinó la masa y la carga del electrón por separado.

II. E. Rutherford determinó con exactitud la carga nuclear del átomo.

III. N. Bohr propuso en su modelo que la energía del electrón está cuantizada.

Indicar cuáles son falsas (F) o verdaderas (V) según el orden en que se presentan.

Resolución:

Respecto a los modelos atómicos:

I. Falso
J. Thompson en 1897 determinó la relación carga masa del electrón, de forma conjunta:

$$\frac{q_e}{m_e} = 1{,}758 \times 10^8 \text{ c/g}$$

No se conocía ni el valor de la carga ni la masa.

II. **Falso**
En el modelo atómico de Rutherford se considera al núcleo positivo, pero el concepto de carga nuclear recién se emplea y determina en 1913 por H. Moseley.

III. **Verdadero**
En el modelo de Bohr se considera la existencia de niveles estacionarios de energía (energía cuantizada).

12. Respecto a la teoría atómica moderna, indicar verdadero (V) o falso (F):

I. El átomo se considera un sistema energético en equilibrio.

II. La teoría atómica moderna se basa en los aportes de Bohr, De Broglie, Heisenberg y Schrödinger.

III. Según la teoría atómica moderna, las órbitas quedan descartadas y se introduce el concepto de orbital que involucra el concepto de probabilidad.

Resolución:

Respecto al modelo atómico moderno:

I. **Verdadero**
El átomo se considera un sistema de alta energía dinámico y en equilibrio presenta dos partes, el núcleo y la zona extranuclear.

II. **Verdadero**
Se sustenta en aportes de:
- Bohr: niveles estacionarios de energía.
- De Broglie: principio de dualidad de materia.
- Heinsenberg: principio de incertidumbre.
- Schrödinger: función de onda electrónica (números cuánticos).

III. **Verdadero**
Se descarta el concepto de órbita y se emplea el de órbitas o nube de probabilidad.

13. En el espectro de emisión del átomo de hidrógeno se observa una línea a 486 nm. Calcular para dicha luz, la energía (en joule) que lleva asociado a un mol de fotones.

Resolución:

En el átomo de hidrógeno se produce una línea espectral correspondiente a un fotón de luz, donde:
$\lambda = 486\ nm \Rightarrow \lambda = 4{,}86 \times 10^{-7} m$

Por lo que su energía es:

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6{,}62 \times 10^{-34} J \times s \times 3 \times 10^{8} m}{4{,}86 \times 10^{-7} m}$$

$\therefore E = 4{,}08 \times 10^{-19} J$

Luego para un mol de fotones ($6{,}02 \times 10^{23}$):
$E_T = 6{,}02 \times 10^{23}(4{,}08 \times 10^{-19})\ J \Rightarrow E_T = 2{,}46 \times 10^{5}\ J$

14. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

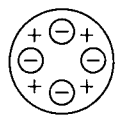
I. Thompson probó que los rayos catódicos se componían de partículas cargadas denominadas cationes.

II. El nombre de electrones fue sugerido inicialmente por Stoney.

III. Según Thompson los electrones podían originarse independiente del tipo de cátodo.

Resolución:

De acuerdo con el modelo atómico de J. Thompson (1897):



Átomo

Esfera positiva con electrones (-) incrustados en su superficie.

I. **Falso**
Este modelo se estableció en base al descubrimiento del electrón, fruto del estudio de los rayos catódicos (partículas negativas).

II. **Verdadero**
Algunos años atrás al estudiarse la electricidad, se consideró la existencia de partículas eléctricas negativas al que George Stoney llamó electrones (1814).

III. **Verdadero**
Se observó que los electrones producidos en los rayos catódicos se encuentran presente en todo tipo de materia.

15. Indicar verdadero (V) o falso (F) en relación a los trabajos realizados por Thompson.

I. Determinó la relación entre la carga y la masa del electrón.

II. Determinó la magnitud de la carga del electrón.

III. Descubrió la naturaleza eléctrica negativa de la materia.

Resolución:

Respecto a los trabajos realizados por Thompson:

I. **Verdadero**
Modificó el tubo de descarga para atrapar al electrón, con lo cual determinó la relación entre su carga y su masa.

$$\boxed{\frac{q_{e^-}}{m_{e^-}} = 1{,}758 \times 10^{8}\ \frac{C}{g}}$$

II. **Falso**
Solo determinó la relación carga/masa, años después R. Millikan en 1909, realiza su famoso experimento de la gota de aceite y determina la carga del electrón.

III. **Falso**
En su modelo indica la naturaleza eléctrica neutra de la materia ya que se cumple:

$$\boxed{\begin{matrix}\text{n.° cargas } (-) & = & \text{n.° carga } (+) \\ \text{(electrones)} & & \text{(átomos)}\end{matrix}}$$

16. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El átomo es la partícula más pequeña.

II. El número atómico permite identificar a un elemento químico.

III. La masa del átomo está concentrada en el núcleo atómico.

Resolución:

Respecto al átomo, tenemos:

I. **Falso**

El átomo es la unidad básica de construcción de las sustancias químicas, pero en el proceso de división no es la última, ni la más pequeña.

II. **Verdadero**

El número atómico (Z) denominado también carga nuclear, se determina según: $\boxed{Z = n.°\ p^+}$

Sirve para identificar a un elemento químico y ubicarlo en la tabla periódica (ley periódica actual: Moseley – 1913).

III. **Verdadero**

El núcleo atómico es la zona central del átomo, muy pequeña pero concentra casi la totalidad de la masa atómica (99,99% de la masa).

17. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El átomo está constituido por tres partículas fundamentales, siendo el neutrón la partícula de mayor masa.

II. El neutrón es la partícula de mayor masa y menor carga.

III. El protón y el neutrón son denominados nucleones.

Resolución:

De acuerdo a las proposiciones:

I. **Verdadero**

Masas de las partículas subatómicas:

Neutrón	Protón	Electrón
$1{,}675 \times 10^{-27}$ kg	$1{,}673 \times 10^{-27}$ kg.	$9{,}11 \times 10^{-31}$ kg

El neutrón posee mayor masa.

II. **Falso**

Cargas eléctricas de las partículas subatómicas.

Neutrón	Protón	Electrón
0	$+1{,}6 \times 10^{-19}$C	$-1{,}6 \times 10^{-19}$C

III. **Verdadero**

El protón y el neutrón se encuentran en el núcleo atómico, se denominan nucleones.

18. Hallar la abundancia relativa en porcentaje de cada isótopo del antimonio ($^{121}_{51}Sb$ y $^{123}_{51}Sb$) en forma aproximada, si la masa atómica promedio es 121,75 u.

Resolución:

Para los isótopos del antimonio (Sb):

Isótopos	% abundancia
^{121}Sb	x
^{123}Sb	y
	100

Su masa atómica es el promedio ponderado de sus masas isotópicas o en forma aproximada, números de masa.

Su valor medido es: PA(Sb) = 121,75

Luego: $PA(Sb) = \dfrac{121(x) + 123(y)}{100} = 121{,}75$

$121x + 123y = 12\,175$

$x + y = 100$

$x = 62{,}5;\ y = 37{,}5$

19. Para calcular la masa atómica del cloro se realiza un análisis estadístico mediante el cual se determina que por cada 10 000 átomos de cloro, 7553 corresponden al isótopo ^{35}Cl y 2447 al isótopo 37Cl. Si las masas isotópicas relativas de cada isótopo son $\overline{A}r\ (^{35}_{17}Cl) = 34{,}97$; $\overline{A}r\ (^{37}_{17}Cl) = 36{,}95$. Calcular el error (diferencia) que se produce al obtener la masa atómica con los números de masa.

Resolución:

Isótopos del elemento cloro:

Isótopos	Masas isotópicas	Abundancia
^{35}Cl	34,97	7553
^{37}Cl	36,95	2447
		10 000

Hallamos su masa atómica en relación a sus masas isotópicas y números de masa.

$$PA\ (Cl) = \frac{34{,}97(7553) + 36{,}95(2447)}{10\,000}$$

$PA\ (Cl) = 35{,}454506$

$$PA\ (Cl) = \frac{35(7553) + 37(2447)}{10\,000}$$

$PA\ (Cl) = 35{,}4894$

Luego el error de cálculo es:

$$35{,}4894 - 35{,}454506 = 0{,}034894$$

20. Durante la prueba de la bomba de hidrógeno (EE. UU., 1952) el polvo radiactivo recogido demostró que el núcleo utilizado ($^{238}_{92}U$) ganaba 15 neutrones, ocurriendo luego una serie de emisiones beta que finalmente dieron origen al elemento 99 (einstenio). ¿Cuántas emisiones beta ocurrieron en esta reacción nuclear?

Resolución:

Durante la prueba de la bomba de fusión (hidrógeno) se observó que el uranio:

$^{238}_{92}U$ Por degradación beta (β^-) formó el Einstenio (Z = 99)

$^{238}_{92}U \rightarrow {}_{99}Es + x\ {}^{\circ}_{-1}e$

$92 = 99 - x$

$x = 7(\beta)$

21. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancia contiene mayor masa?

Elemento	H	C	N	O	Al	S
$\overline{A}r$	1	12	14	16	27	32

Resolución:

De acuerdo a los datos de masas atómicas, hallamos las masas de las muestras.

a. 0,2 moles de O_2 ($\overline{M}$ = 32)
   m = 0,2(32) g = 6,4 g
b. 0,1 moles de NO ($\overline{M}$ = 30).
   m = 0,1(30) g = 3g
c. 0,1 moles de CO_2 ($\overline{M}$ = 44)
   m = 0,1(44) g = 4,4 g
d. 0,3 moles de H_2S ($\overline{M}$ = 34)
   m = 0,3(34) g = 10,2 g
e. 0,5 moles de Al (PA = 27)
   m = 0,5(27) g = 13,5 g

Por lo tanto, se tiene mayor masa de Al.

22. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son verdaderas?

I. La masa atómica sé determina sumando la masa de los electrones, protones y neutrones que posee el átomo.
II. La masa molar es la suma de las masas atómicas de los elementos que forman el compuesto.
III. La unidad de la masa atómica del sistema internacional es la u.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Incorrecto**
   La masa atómica promedio se determina en relación a las masas isotópicas (promedio ponderado) y sus abundancias.
II. **Incorrecto**
   La masa molar corresponde a la masa de una mol de átomos o moléculas.
   Átomos: m (PA); Moléculas: m = ($\overline{M}$) g
III. **Correcto**
   Los átomos y moléculas expresan sus masas en uma, unidad del Sistema Internacional.

Por lo tanto, son incorrectos I y II.

23. Identificar el tipo de reacciones a las que pertenecen respectivamente las siguientes reacciones nucleares.

I. $^{239}_{92}U \Rightarrow {}^{239}_{93}Np + {}^{0}_{-1}B$
II. $^{28}_{14}Si + {}^{2}_{1}H \Rightarrow {}^{29}_{15}P + {}^{1}_{0}n$
III. $^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \Rightarrow {}^{137}_{52}Te + {}^{97}_{40}Zr + 2{}^{0}_{1}n$

Resolución:

Los procesos nucleares:

I. **Emisión beta (β):** del núcleo U-239 corresponde a radiactividad natural.

$$^{239}_{52}U \Rightarrow {}^{239}_{93}Np + {}^{0}_{-1}\beta$$

II. **Transmutación artificial:** del silicio a fósforo, por colisión con un deuterón y emisión de un neutrón:

$$^{28}_{14}Si + {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{29}_{15}P + {}^{1}_{0}n$$

III. **Fisión Nuclear:** Del U-235 por colisión con un neutrón.

$$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{137}_{52}Te + {}^{97}_{40}Zr + 2{}^{0}_{1}n$$

24. ¿En qué caso se tiene el menor número de moles de sustancia?

Elemento	H	O	Na	S	Cl
$\overline{A}r$	1	16	23	32	35,5

Resolución:

Número de moles para las especies:

a. 59 de NaCl ($\overline{M}$ = 58,5)
   n.° moles: $\frac{5}{58,5} = 0,085$
b. 59 de Na_2S ($\overline{M}$ = 78)
   n.° moles: $\frac{5}{78} = 0,064$
c. 59 de H_2SO_4 ($\overline{M}$ = 98)
   n.° moles: $\frac{5}{98} = 0,051$
d. 59 de HCl ($\overline{M}$ = 36,5)
   n.° moles: $= \frac{5}{36,5} = 0,137$
e. 59 de H_2O ($\overline{M}$ = 18)
   n.° moles: $\frac{5}{18} = 0,278$

Por lo tanto, posee más moles del H_2O.

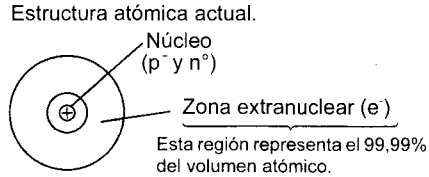
25. Indicar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

I. El tamaño del átomo se debe a los electrones y a los protones existentes ambos cargados eléctricamente y que se mueven alrededor de los neutrones.
II. El átomo es eléctricamente neutro y cuando esto no ocurre, se trata de un ión.
III. En el núcleo atómico existen los nucleones positivos o protones y los nucleones neutros o neutrones.

Resolución:

Sobre las proposiciones:

I. **Falso**
   Estructura atómica actual.



II. **Verdadero**
   En el átomo se presentan una serie de equilibrios, siendo uno de ellos el equilibrio eléctrico:

$$\boxed{\text{n.° } p^+ = \text{n.° } e^-} \quad \text{átomo neutro}$$

Cuando esta igualdad no se cumple, el átomo está ionizado.

III. **Verdadero**
Son nucleones o partículas nucleares:
- Protones (+)
- Neutrones (neutro).

26. Entre los isótopos naturales del cloro $^{35}_{17}Cl$ y $^{37}_{17}Cl$, los del galio $^{70}_{31}Ga$ y $^{71}_{31}Ga$ y el átomo del arsénico $^{75}_{33}As$, indicar el número total de neutrones.

Resolución:

Para los núclidos siguientes se tiene:

Núclido	A	Z	N = A − Z
$^{35}_{17}Cl$	35	17	18
$^{37}_{17}Cl$	37	17	20
$^{70}_{31}Ga$	70	31	39
$^{70}_{31}Ga$	71	31	40
$^{75}_{33}As$	75	33	42

Por lo tanto, la cantidad total de neutrones es:

$$18 + 20 + 39 + 40 + 42 = 159$$

27. Uno de los isótopos del cloro es el $^{38}_{17}Cl$. Determinar el número de electrones que existirán en 1000 aniones monoatómicos ($^{38}_{17}Cl^-$) del referido isótopo.

Resolución:

Uno de los isótopos del elemento cloro, posee la notación:

$$^{38}_{17}Cl$$

El cual produce el anión de la forma:

$$^{38}_{17}Cl^{-1} \qquad n.^\circ e^- = 17 + 1 = 18$$

Nos piden hallar el número que electrones de 1000 de estos iones:

$$n.^\circ e^-_T = 1000(18) = 1{,}8 \times 10^4$$

28. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Los átomos que tienen igual número de masa se denominan isótopos.

II. Los núclidos de los átomos se representan usando el símbolo del elemento e indicando el número de neutrones y el número atómico.

III. Las especies monoatómicas: $^{40}_{18}Ar$ y $^{31}_{15}p^{3-}$ tienen igual número de electrones.

Resolución:

Respecto a las afirmaciones:

I. **Falso**
De acuerdo a la composición en su número de partículas, los átomos pueden ser:
- Isótopos (igual Z)
- Isobaros (igual A)
- Isótonos (igual núm. n^0)

II. **Verdadero**
Los núclidos se representan indicando la composición nuclear del átomo, según:

$$^{\text{n.° de nucleones}}_{\text{carga nuclear}}E$$

III. **Verdadero**
Poseen igual número de electrones (isoelectrónicos)

$$^{40}_{18}Ar \qquad n.^\circ e^- = 18$$

$$^{31}_{15}P^{-3} \qquad n.^\circ e^- = 15 + 3 = 18$$

29. Un átomo tiene 30 neutrones y el número de masa de su catión divalente excede en cuatro unidades al doble de su número de protones. ¿Cuál es la magnitud de la carga absoluta negativa para el catión trivalente de dicho átomo?

Dato:

Carga de un electrón $-1{,}6 \times 10^{-19}$ C

Resolución:

Cierto átomo de 30 neutrones forma un catión divalente, donde:

$$\underbrace{A - 2Z = 4}$$

$$Z + \underbrace{N}_{30} - 2Z = 4$$

$$\Rightarrow Z = 26$$

Nos piden la carga eléctrica absoluta de todos los electrones de su catión trivalente ($q_e = 1{,}6 \times 10^{-19}$C)

$_{26}E^{3+}$

$n.^\circ e^- = 26 - 3 = 23 \Rightarrow Q = 23(1{,}6 \times 10^{-19})$ C

$\therefore Q = 3{,}68 \times 10^{-18}$C

30. Dos isótopos tienen por número de neutrones 18 y 20 respectivamente. Si la suma de sus números de masa es 72. ¿Cuál será el nivel y orbital en el que se encuentra su electrón de mayor energía?

Resolución:

Se tienen dos isótopos con 18 y 12 neutrones respectivamente, además:

$A_1 + A_2 = 72$

$(N_1 + Z) + (N_2 + Z) = 72$

$2Z + 18 + 20 = 72$

$Z = 17 \qquad (n.^\circ e^- = 17)$

CE: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Electrón de mayor energía (3p).

31. Señale la relación incorrecta:

I. Rutherford	:	Rayos alfa
II. Bohr	:	Orbitas definidas
III. Max Planck	:	Energía cuantizada
IV. Rutherford	:	Protón
V. Dalton	:	Radioactividad

Resolución:

Respecto a los siguientes personajes:

I. **Rutherford.** Empleo a las partículas "α" en su experimento de la lámina de oro, donde descubrió el núcleo atómico.
II. **Bohr.** Estableció su modelo para el átomo de hidrógeno donde el electrón se mueve en orbitas de radio definido.
III. **Max Planck.** Desarrolló la teoría cuántica de la materia, donde se afirma que la energía se transmite de forma discreta en paquetes (cuantos).
IV. **Rutherford.** En 1919 llevó a cabo la primera transmutación artificial donde descubre el protón.
V. **Dalton.** Propuso el primer modelo atómico con base científica.

Por lo tanto, es incorrecto "E"

32. Señale como verdadera (V) o falsa (F) las proposiciones siguientes:

I. La relación proporcional entre la masa molar del agua y de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) es como 10:1 Masa atómica: C = 12; H = 1; O = 16.
II. Las masas de 54 g de glucosa y 54 g de agua (H_2O) contienen el mismo número de moléculas.
III. En 54 g de agua hay 3 moles de átomos de hidrógeno y 6 moles de átomos de oxígeno.

Resolución:

I. **Falso**
Los compuestos:
H_2O ($\overline{M}$ = 18); glucosa $C_6H_{12}O_6$ ($\overline{M}$ = 180)
Proporción de masas: $\frac{H_2O}{C_6H_{12}O_6} = \frac{18}{180} = \frac{1}{10}$

II. **Falso**
Para las masas:
54 g H_2O ⟶ n.° mol = $\frac{54}{18} = 3$
54 g $C_6H_{12}O_6$ ⟶ n.° mol = $\frac{54}{180} = 0{,}3$
Poseen cantidades de moléculas diferentes.

II. **Falso**
54 g de H_2O, posee:
3 mol H_2O $\begin{cases} \bullet\ 6 \text{ mol de H} \\ \bullet\ 3 \text{ mol de O} \end{cases}$

∴ FFF

33. Indique la(s) proposición(es) correcta(s):

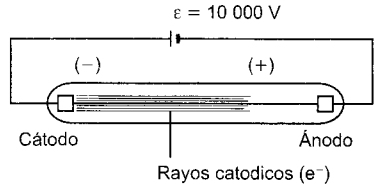
I. Thompson determinó la relación $\left(\frac{\text{carga}}{\text{masa}}\right)$ para un electrón y encontró que era diferente para el protón.
II. Los electrones están presentes en todas las sustancias.
III. Los rayos catódicos solo interaccionaban con campos magnéticos, no así con los campos eléctricos.
IV. En el modelo de Thompson se cumple que el número de cargas negativas (electrones) era igual el número de cargas positivas, ambas situadas en el interior del átomo, como un "budín de pasas"

Resolución:

I. **Incorrecto**
Thompson determinó la relación carga/masa para el electrón en ese entonces la única partícula conocida, aun el protón no era descubierto.

II. **Correcto**
Del estudio de los rayos catódicos Thompson estableció que el electrón es un componente básico de la materia, presente en todas las sustancias.

III. **Incorrecto**
Los rayos catódicos son flujos de partículas negativas (Electrones), en un tubo de descarga:



Pueden interaccionar con campos eléctricos y magnéticos.

IV. **Incorrecto**
En el modelo de Thompson se habla de la neutralidad eléctrica del átomo, debido al equilibrio entre los electrones (−) en la superficie y el átomo (espera positiva).

Por lo tanto, es correcto solo II.

34. Hallar la longitud de onda y la energía de un fotón de luz visible, cuya frecuencia es $0{,}66 \times 10^{15}\,s^{-1}$
Datos:
$h = 6{,}62 \times 10^{-27}$ erg.s $\quad c = 3 \times 10^{10}$ cm/s

Resolución:

$f = 0{,}66 \times 10^{15}\,s^{-1} \quad c = 3 \times 10^{10}$ cm/s
Calculemos la longitud de onda del fotón.

$$\lambda f = c \quad \lambda = \frac{3 \times 10^{10}}{0{,}66 \times 10^{15}} \quad \lambda = 4{,}54 \times 10^{-5}\,cm$$

Calculemos la energía del fotón.
$h = 6{,}62 \times 10^{-27}$ erg.s $\quad E = hf$
$E = 6{,}62 \times 10^{-27}(0{,}66 \times 10^{15})$ erg
$E = 4{,}37 \times 10^{-12}$ erg
∴ $\lambda = 4{,}54 \times 10^{-5}$cm; $\quad E = 4{,}37 \times 10^{-12}$ erg

35. La energía de un fotón es de $3{,}6 \times 10^{-12}$ ergios; ¿cuál es la longitud de onda en Angstrom asociada al fotón, y cuál es la región del espectro electromagnético al cual pertenece?
Datos: $h = 6{,}6 \times 10^{-27}$ erg.s $\quad c = 3 \times 10^{10}$ cm/s
1 Angstrom (Å) = 10^{-8} cm

Resolución:

La región visible es mayor a 3900 Å, pero menor a 7000 Å.
La región infrarroja es mayor a 7000 Å
La región ultravioleta es menor a 3900 Å.

Calculemos la longitud de onda del fotón.

$E = 3{,}60 \times 10^{-12}$ erg

$$E = \frac{hc}{\lambda} \qquad \lambda = \frac{6{,}6 \times 10^{-27}(3 \times 10^{10})}{3{,}6 \times 10^{-12}}$$

$$\lambda = 5{,}50 \times 10^{-5}\ \text{cm}\left(\frac{1\,\text{Å}}{10^{-8}\,\text{cm}}\right) \qquad \therefore \lambda = 5500\ \text{Å}$$

Entonces la longitud de onda asociada al fotón es 5500 Angstrom, perteneciendo a la región visible.

36. Respecto al principio de incertidumbre de Heisenberg señale las proposiciones verdaderas (V) o falso (F) según correspondan:
   I. La relación de incertidumbre de Heisenberg se expresa como $\Delta x \Delta \rho \leq h / 2\pi$.
   II. Según el principio de incertidumbre no es posible conocer a posición exacta de una partícula así como su velocidad simultáneamente.
   III. El concepto de incertidumbre llevo posteriormente a la concepción de orbital atómico.

Resolución:

I. **Verdadero**

Relación de incertidumbre: $\Delta x \Delta \rho \leq \frac{h}{2\pi}$

Donde:

Δx: Incertidumbre en posición.

$\Delta \rho$: Incertidumbre en momento ($m\bar{v}$)

II. **Verdadero**

Establece que en principio es imposible medir con exactitud la posición y velocidad de un electrón de forma simultánea, se puede medir con exactitud una de ellas pero no los dos a la vez.

III. **Verdadero**

Es un concepto matemático probabilístico que llevó a la concepción de orbital atómico o nube electrónica.

$\therefore$ VVV

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2003 - I)

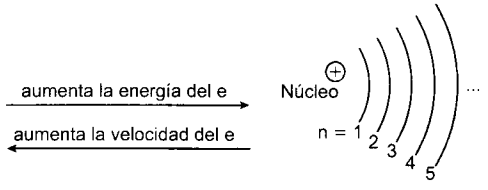
De dos átomos de hidrógeno, el electrón del primero está en la órbita n = 4 y en el otro en n = 5 ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son verdaderas?

I. En el primero, el electrón tiene menor energía.
II. En el segundo, el electrón se mueve más rápido.
III. En el primero, el electrón se halla a menor distancia del núcleo.

A) I B) III C) I y II
D) I y III E) I, II y III

Resolución:

Enmarcando la pregunta en el modelo atómico propuesto por Niels Bohr (1913), tenemos:
Primer átomo de hidrógeno: e^- n = 4
Segundo átomo de hidrógeno: e^- n = 5
Además sabemos:



Donde "n" representa la órbita del electrón.

Entonces:

I. **Verdadero:**
En el primer átomo, como el electrón se encuentra en una menor órbita, tendrá en consecuencia menor energía.

II. **Falso:**
En el segundo átomo, como el electrón se encuentra en una mayor órbita, tendrá menor rapidez, pues más débil es la atracción que ejerce el núcleoatómico.

III. **Verdadero:**
A menor órbita, menor también será la distancia entre el núcleo y el electrón (radio de la órbita)

Clave: D

PROBLEMA 2 (UNI 2003 - II)

En la relación a las partículas subatómicas, determine las proposiciones verdaderas (V) o falsas (F) y marque la alternativa que corresponda.

( ) Los protones y neutrones están presentes en el núcleoatómico.
( ) Los protones, neutrones y electrones tienen la misma masa.
( ) Un haz de neutrones es desviado por un campo eléctrico.

A) VVV B) VVF C) VFF
D) FVF E) FFF

Resolución:

I. **Verdadera**

El núcleo atómico está constituido por dos partículas fundamentales llamadas protones y neutrones.

II. **Falsa**

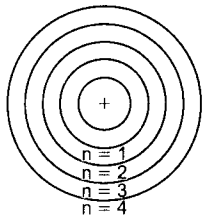
$m_{protón} = 1{,}672 \times 10^{-27}$ kg
$m_{neutrón} = 1{,}675 \times 10^{-27}$ kg
$m_{electrón} = 9{,}11 \times 10^{-31}$ kg

III. **Falsa**
El haz de neutrones no es desviado por un campo eléctrico debido a que no tienen carga eléctrica.

Clave: C

PROBLEMA 3 (UNI 2004 - I)

Respecto al modelo de Bohr, señale la proposición correcta sobre los cuatro niveles de energía del átomo de hidrogeno mostrados en la siguiente figura:



Dato: $r_0 = 0{,}529$ Å

r_0: radio de la primera orbita de Bohr.

A) El radio de la segunda orbita es 4,76 Å.
B) La transición electrónica directa de n = 4 a n = 1 genera una línea espectral.
C) La transición electrónica directa de n = 4 a n = 1 produce una radiación con frecuencia mínima.
D) La transición electrónica de n = 4 a n = 3 produce una radiación con longitud de onda mínima.
E) La transición electrónica posible de absorción de [illegible] energía corresponde al salto de n = 4 a n = 1.

Resolución:

A) **Incorrecta**
Sabemos que $R_n = r_0 n^2$ ($r_0 = 0{,}529$ Å), aplicando se tiene: $R_2 = 2{,}12$ Å.

B) **Correcta**
La transición del e^-, de n = 4 a n = 1, emite energía. El cual posee una longitud de onda y su correspondiente línea espectral. Esta línea espectral pertenece a la serie de Lyman.

C) **Incorrecta**
Cuando un e^- pasa de n = 4 a n = 1, emite la máxima energía posible. Como $\Delta E = hf$, entonces se concluye que f es máximo.

D) **Incorrecta**
Cuando un e^- pasa de n = 4 a n = 3, emite la mínima energía posible. Como $\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$, entonces se deduce que λ es máximo.

E) **Incorrecta**
Como hemos visto en la alternativa (C), ocurre la máxima energía de emisión.

Clave: B

PROBLEMA 4 (UNI 2005 - I)

El espectro de emisión del átomo de hidrógeno presenta una línea visible cuya longitud de. onda es 434 nanómetros (nm). ¿Cuál es el máximo nivel de energía involucrado en la emisión?
Datos:
Constante de Rydberg: $R_H = 109\,678\ cm^{-1}$
$1\ nm = 10^{-7}\ cm$

A) 2 B) 3 C) 4 D) 5 E) 6

Resolución:

Datos: $\lambda_H = 434\ nm = 434 \times 10^{-7}\ cm$

Por teoría: $\frac{1}{\lambda} = R_H\left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right)$

Dónde: $R_H = 109\,678\ cm^{-1}$
n_f: nivel de energía final.
n_i: nivel de energía inicial.

Sabemos que el nivel de energía al que llegan los electrones es el segundo: $n_f = 2$.

$$\Rightarrow \frac{1}{434 \times 10^{-7}} = 109678\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_i^2}\right) \quad \therefore n_i = 5$$

Clave: D

PROBLEMA 5 (UNI 2013 - II)

Sobre el modelo atómico actual, ¿Cuál de los siguientes enunciados son correctos?
I. A toda partícula en movimiento se le asocia un carácter ondulatorio (De Broglie).
II. Es factible ubicar al electrón, en el átomo de hidrógeno, a una distancia fija del núcleo (Heisenberg).
III. El contenido energético del electrón en el átomo de hidrógeno, depende del número cuántico principal (Shrodinger).

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

Resolución:

Modelos atómicos

I. **Verdadero (V)**
El carácter ondulatorio se asocia a toda partícula en movimiento, pero tiene sentido físico significativo en partículas microscópicas.

II. **Falsa (F)**
Según Hersenberg, no es posible determinar en forma simultanea la posición y momento lineal para el electrón, descartando el concepto de órbita definida.

III. **Verdadero (V)**
La ecuación de Schrodonger permite obtener probables estados energéticos para el electrón, y en el átomo de hidrógeno se obtiene soluciones más precisas que dependen del nivel energético para dicho electrón.

Clave: E

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Completar las siguientes reacciones nucleares, expresando la suma de las cargas de las especies nucleares halladas:

I. $^{14}_{7}N + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{17}_{8}O + ...$

II. $^{8}_{4}Be + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{12}_{6}C + ...$

III. $^{9}_{4}Be(p; \alpha)$ ...

IV. $^{30}_{15}P \rightarrow {}^{30}_{14}S + ...$

V. $^{43}_{20}Ca(\alpha; ...)\ {}^{30}_{21}Sc$

A) 3 B) 4 C) 5 D) 6 E) 8

2. Clasificar las siguientes reacciones nucleares:

I. $^{222}_{88}Ra \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{218}_{86}Rn + Y$

II. $^{9}_{4}Be + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{1}P$

III. $^{2}_{1}H + {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He$ + energía

A) Emisión beta, transmutación, fisión nuclear.
B) Emisión beta, transmutación, fusión nuclear.
C) Emisión alfa, transmutación, fusión nuclear.
D) Las 3 son transmutaciones.
E) Hay 2 transmutaciones y una fisión nuclear.

3. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El fenómeno de radioactividad fue descubierto por Thompson.
II. Rutherford identificó dos tipos de radiación procedente de los materiales radiactivos, alfa y beta.
III. Los rayos gamma son afectados por un campo eléctrico.

A) VVV B) FVF C) FVV D) FFV E) VFF

4. En un átomo neutro se cumple:

$$A^2 + Z^2 - N^2 = 1800$$

Determinar la carga nuclear, si se sabe que el número de protones es al número de neutrones como 4 es a 5.

A) 5 B) 20 C) 25
D) 45 E) 55

5. Los números de electrones de 3 isóbaros eléctricamente neutros, suman 242. Además, los neutrones suman 262. Calcular el número de masa.

A) 124 B) 168 C) 81 D) 86 E) 120

6. La diferencia de cuadrados del número de nucleones y la carga nuclear de un átomo J con 10 neutrones es 280. Determinar el número de electrones que tiene el anión de carga 2 de dicho átomo.

A) 9 B) 11 C) 13 D) 15 E) 17

7. En dos isótonos los números de masa son el doble y el triple de sus números de protones correspondientes. Los números de electrones, en ambos átomos, suman 27. ¿Cuál es el número atómico del átomo con mayor cantidad de nucleones?

A) 9 B) 12 C) 15 D) 18 E) 35

8. Respecto a los isótopos, señale la proposición incorrecta:

A) Los isótopos de un mismo elemento poseen diferente número de masa.
B) Tienen propiedades químicas idénticas, pero propiedades físicas ligeramente diferentes.
C) El hidrógeno posee el isótopo deuterio, el cual forma el agua pesada.
D) En la naturaleza, todos los elementos poseen isótopos.
E) En la actualidad se han creado isótopos para todos los elementos químicos.

9. Un elemento E posee 2 isótopos, donde la suma de sus números de masa es 29 y además uno tiene un neutrón más que el otro. Si el isótopo de menor masa tiene un número de neutrones igual a 7, determinar el número atómico de dicho elemento.

A) 3 B) 5 C) 7 D) 9 E) 11

10. Indicar la(s) proposición(es) falsa(s).

I. En un átomo neutro se cumple que: número de electrones es igual al número de protones.
II. Un núclido es una especie nuclear en particular con número atómico y número de masa definidos.
III. Los isótopos son átomos de un mismo elemento que tienen igual número de neutrones.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

11. ¿Cuáles son incorrectas?

I. Para los isótonos, los números de masa son diferentes.
II. En los isótopos, los números de protones son diferentes.
II. Si dos átomos son isóbaros, entonces los números de electrones pueden ser iguales.
IV. Si dos átomos son isótopos, los números atómicos son iguales, pero los números de protones, distintos.

A) II, III y IV B) Solo III C) I y III
D) II y III E) II y IV

12. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Históricamente, el neutrón fue la primera partícula subatómica en descubrirse.

II. Dado que un núcleo puede emitir electrones, el núcleo de un átomo está conformado por protones, neutrones y electrones.
III. El número de neutrones de un átomo puede calcularse restando el número atómico del número de masa.

A) VVV B) VFF C) FVV D) FVF E) FFV

13. Indicar verdadero (V) o falso (F):
I. Las partículas elementales son los protones, neutrones, electrones, positrones, alfa, para especies atómicas radiactivas o no.
II. La masa de los neutrones es ligeramente superior a la de los protones.
III. La masa de los protones es 1836 veces la masa de los electrones.
IV. Existen nucleones positivos, nucleones negativos y nucleones neutros.

A) VVVV B) FVVV C) FVVF
D) VVFF E) VVVF

14. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. La radiactividad de sales de uranio producen partículas tipo alfa, beta y radiaciones electromagnéticas tipo gamma.
II. Las reacciones de fusión emiten mayor energía que las reacciones de fisión.
III. Un ejemplo de fisión se da en la explosión de la bomba atómica.

A) VVV B) VVF C) FVF D) FFV E) FFF

15. Indicar correctamente la relación partícula – característica.

a. Neutrón	I. Carga eléctrica positiva
b. Protón	II. Carga eléctrica negativa
c. Electrón	III. Sin carga eléctrica

A) aI, bII, cIII B) aII, bIII, cI C) aIII, bI, cII
D) aI, bIII, cII E) aII, bI, cIII

16. Señalar qué notación no corresponde a un núclido:

A) ^{14}C B) U – 92 C) $^{208}_{82}Pb$
D) Po (Z = 84) E) Zr – 97

17. En un átomo, el número de nucleones excede en 33 al número de electrones. Si el número de masa es 60, ¿cuál es el valor de la carga nuclear?

A) 33 B) 93 C) 27
D) 37 E) 47

18. Respecto a las características del átomo, indicar verdadero (V) o falso (F):
I. En general, el número de neutrones en el núcleo es mayor o igual al número de protones.
II. Los neutrones en algunos núcleos atómicos poseen carga positiva.
III. La masa de un catión monovalente es aproximadamente igual a la masa del átomo neutro.

A) VFV B) VVV C) VFF D) FFV E) VVF

19. Para la especie química $^{108}_{47}Ag^{+}$, indicar la proposición incorrecta:

A) El número atómico de la plata es 47.
B) En 10 átomos de plata, existen 610 neutrones.
C) El catión plata contiene 48 electrones.
D) El número de nucleones de la plata es 108.
E) En 10 átomos de plata, existen 470 protones.

20. Señalar la proposición incorrecta:

A) Todos los átomos tienen protones.
B) La especie química monoatómica $^{56}_{26}E^{3+}$ tiene 30 neutrones.
C) El ión $^{31}_{15}P^{3+}$ tiene 18 electrones.
D) En toda especie química monoatómica neutra el número de protones es igual al número de electrones.
E) Todos los átomos siempre tienen protones y neutrones en su núcleo atómico.

21. Si en un átomo de Rutherford, la diferencia de cuadrados del número de masa y número atómico es 432, hallar su carga nuclear es.

A) 6 B) 12 C) 8 D) 9 E) 10

22. En un átomo J que tiene una carga de −4 se cumple que $A^3 - 3AZN = 189$, tiene 5 nucleones neutros, entonces sus nucleones son:

A) 7 B) 5 C) 8 D) 10 E) 9

23. El número de masa de un átomo J es el menor número capicúa de tres cifras y el número atómico es el triple del menor cuadrado perfecto de dos cifras. Hallar el número de nucleones de un átomo L que es isótono con el primero, cuya carga nuclear relativa es 45.

A) 93 B) 96 C) 135 D) 98 E) 106

24. La suma de las cargas absolutas de las nubes electrónicas de los iones J^{3+} y J^{1-} que son isótopos es $28{,}8 \times 10^{-19}$ C. Determinar la carga nuclear de uno de los isótopos.

A) 8 B) 9 C) 10 D) 11 E) 12

25. El número de protones y número de neutrones de un átomo J se encuentra en la relación numérica de 4 a 5 respectivamente. Si el número de nucleones cumple con: $A^3 - 27 = (A + 1)(A - 1)A$, determinar el valor de la carga nuclear absoluta.

A) $+1{,}92 \times 10^{-19}$ C B) $+1{,}6 \times 10^{-18}$ C
C) $+1{,}92 \times 10^{-18}$ C D) $+7{,}2 \times 10^{-28}$ C
E) $+1{,}6 \times 10^{-19}$ C

26. Los números de electrones de 3 isóbaros eléctricamente neutros, suman 242. Además, los neutrones suman 262. Hallar el número de masa.

A) 124 B) 168 C) 81 D) 86 E) 120

27. De las siguientes proposiciones, cuáles son correctas:

I. Los iones NO_3^{1-} y CO_3^{2-} tienen el mismo número de electrones.

II. Si el ion J^{3-} tiene 18 electrones, L^{2-} posee 10 electrones, entonces el ión $(JL_4)^{3-}$ tiene 50 electrones.

III. La suma de los electrones de los iones J^{3-} y L^{2+} es 48 entonces la suma de los electrones de los iones J^{1-} y L^{4-} es 50.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

28. En dos isótonos, los números de masa son el doble y el triple de sus números de protones correspondientes. Los números de electrones, en ambos átomos, suman 27. ¿Cuál es el número atómico del átomo con mayor cantidad de nucleones?

A) 9 B) 12 C) 15 D) 18 E) 35

29. Un átomo J. eléctricamente neutro, tiene número de masa y número atómico que son el doble y la mitad de los respectivos número atómico y número de masa de otro átomo L. Los neutrones en J y en L suman 53. Hallar el número de masa de L si el de J es 54.

A) 56 B) 51 C) 54
D) 58 E) 52

30. La relación entre el número de electrones de los siguientes iones J^{2-} y L^{3+} es 1/2 respectivamente, si la diferencia entre sus cargas nucleares es 30. Determinar el promedio de sus números de masa mínimos.

A) 74 B) 75 C) 76 D) 77 E) 78

31. Una partícula que es emitida por la desintegración de un átomo alcanza una velocidad de $8{,}27 \times 10^8$ cm/s y tiene una longitud de onda asociada de $8{,}8 \times 10^{-9}$ cm. Si esta partícula es desviada por un campo eléctrico. ¿Cuál será?

Datos: masa $e^- = 9{,}1 \times 10^{-31}$ kg

$p^+ = n^o = 1{,}67 \times 10^{-27}$ kg

$h = 6{,}63 \times 10^{-34}$ Js

A) Electrón B) Neutrón C) Protón
D) Alfa E) Positrón

32. Señale la cantidad de proposiciones incorrectas:

- Un proceso radioactivo se genera por inestabilidad del núcleo.
- Si se emite una partícula β la carga nuclear aumenta en uno.
- Los núcleos atómicos es más estable cuando posee igual número de protones y neutrones.
- Los nuclidos inestables son aquellos donde $Z > 84$.
- Los rayos β son emitidos por los núclidos inestables con exceso de neutrones.

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

33. Mediante desintegraciones sucesivas el $^{224}_{88}Ra$, Ra se transforma en $^{208}_{82}Pb$. Determine el número de partículas "α" y "β" emitidas.

A) 2α y 4β B) 3α y 6β C) 4α y 2β
D) 4α y 4β E) 6α y 3β

34. Con respecto a los números cuánticos y teoría mecanocuántica para el átomo, indique lo incorrecto:

A) Una densidad electrónica de 90% en orbitales tipo esférico está caracterizado con $L = 0$.

B) El movimiento del electrón sobre su eje de rotación está representado por el número cuántico "s"

C) El número de electrones máximos en un nivel está dado por: $\sum_{L=o}^{n-1} 2(2L+1)$.

D) El electrón 3; 1; -1; $+ 1/2$ presenta mayor energía relativa que el electrón 3; 2; 0; $-1/2$.

E) En un átomo solo pueden existir 5 electrones con: $n = 4$; $L = 2$ y $s = +1/2$

35. ¿Qué alternativa contiene una especie química cuyo átomo central tiene un octeto expandido. Dado: Z[Pb = 82, S = 32]

A) NH_4Cl B) H_2S C) HNO_2 D) $PbCl_2$ E) I_3

36. Determine qué molécula es no polar con enlaces no polares.

A) BF_3 B) NH_3 C) P_4 D) CF_4 E) H_2S

37. ¿Cuantos electrones desapareados presenta un átomo que contiene 52 nucleones, de los cuales, 28 son neutrones?

A) 4 B) 5 C) 6 D) 3 E) N. A.

38. Se prepara una mezcla con un líquido "X" y H_2O en una proporción volumétrica de 3 a 2 respectivamente. Si la densidad de "X" es 2g/mL; hallar la densidad de la mezcla en g/mL.

A) 1,2 B) 1,4 C) 1,6 D) 1,8 E) 1,5

39. Dadas las proposiciones:

I. La materia en el universo se puede manifestar de dos formas equivalentes: masa y energía.

II. Una sustancia simple pura es aquella formada solo por un mismo tipo de moléculas.

III. El peso, la inercia y el volumen son propiedades extensivas de la materia.

IV. La dureza es la propiedad por la que un cuerpo sólido no se puede romper.

Son correctas:

A) I y II B) II y III C) I, III
D) II y IV E) Solo IV

40. En el átomo de hidrógeno, un electrón experimenta una transición de un estado cuya energía es −0,544 eV a otro estado cuya energía es −1,51 eV. ¿Cuál es la distancia entre estos dos niveles energéticos?
Dato: r_o = radio de la primera orbita.

A) $25r_o$ B) $4r_o$ C) $13r_o$
D) $8r_o$ E) $16r_o$

41. ¿A qué serie espectral pertenece la radiación emitida por un electrón que cae desde el 4° nivel si la longitud de onda emitida es 4848 Å?
Dato: $R_H = 1{,}1 \times 10^5\ cm^{-1}$

A) Lyman B) Paschen C) Balmer
D) Pfund E) Brachett

42. Con respecto a la molécula N_2O (donde los nitrógenos están unidos); indique lo correcto:

A) El nitrógeno esta hibrizidado en sp^3.
B) La molécula tiene 4 electrones libre.
C) No presenta resonancia.
D) La molécula es lineal.
E) La molécula es apolar.

43. Se tiene al siguiente ion: gE^{1-}. Indique cuántas proposiciones son incorrectas, respecto al ion:

- Su carga nuclear es 10.
- Se trata de un ion diamagnético
- Posee 5 electrones con L = 1.
- La carga absoluta de su nube electrónica es $-1{,}6 \times 10^{-18}$ C.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

44. Con respecto a la clasificación periódica actual señale lo incorrecto.

A) Los elementos están ordenados según sus cargas nucleares.
B) La tabla Periódica consta de 16 grupos distribuidos en dos series "A" y "B".
C) En el grupo IVA existen metales, no metales y metaloides.
D) Todo periodo comienza con un metal alcalino y termina con un gas noble.
E) Son calcógenos: S−Se−Te.

45. Determine cuantas expresiones son incorrectas.

- En el H_2O el enlace O−H es polar covalente.
- En el enlace covalente ocurre un traslape de los orbitales de valencia, con electrones desapareados.
- El compuesto HF tiene enlace iónico.
- El HCl es más soluble en el H_2O que el O_2.
- En la molécula del HNO_3 hay un enlace dativo y un covalente doble.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

46. Determine la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones.

I. La energía de ionización de $_{11}Na$ es mejor que la del $_{15}P$.
II. La energía involucrada en el proceso: $Na_{(g)} + 1\ e^- \longrightarrow Na^-(g)$ se denomina afinidad electrónica.
III. El orden creciente del carácter metálico para: $_{11}Na$, $_{19}K$ y $_3Li$ es: Li < Na < K.
IV. El carácter no metálico disminuye de izquierda a derecha en los periodos de la Tabla.

A) FVFV B) VVVV C) FFVV
D) VVVF E) FVVV

47. El ozono O_3, se descompone en la estratósfera absorbiendo radiación UV de energía $7{,}65 \times 10^{-19}$ J. De esta manera, el ozono nos protege de esta radiación, principal causa del cáncer a la piel. En qué intervalo, en nanómetros, se encuentra comprendida la longitud de onda de la radiación UV.
Dato: $h = 6{,}63 \times 10^{-34}$ J.s.

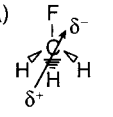
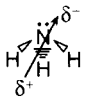
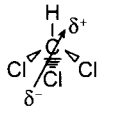
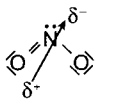
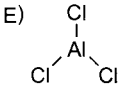
A) 200 − 240 B) 240 − 280 C) 270 − 300
D) 300 − 400 E) N. A.

48. De acuerdo al modelo de Bohr analice la veracidad (V) o falsedad (F) de los siguientes enunciados.

I. Un electrón en estado excitado es menos estable por su mayor contenido energético.
II. El signo negativo de la fórmula de Bohr, $E_n = -R_H\left(\frac{1}{n^2}\right)$, indica el carácter exotérmico de una transmisión electrónica.
III. Un elevado valor "n" indica que la energía asociada al electrón es menor.
IV. Un electrón libre, que no se halla bajo la influencia del núcleo tiene un valor de E = O.

A) VFFV B) VVVF C) VVFV
D) FFFV E) VFFF

49. ¿Qué molécula no tiene asociada correctamente su momento dipolar resultante?. Dato: Z[Al = 13].

A) 
B) 
C) 
D) 
E) 
μ=0

50. La diferencia de cuadrados del número de nucleones y la carga nuclear de un átomo "J" con 10 neutrones es 280. Determinar el número de electrones que tiene el anión de carga dos de dicho átomo.

A) 9 B) 11 C) 13 D) 15 E) 17

51. En dos isótonos, los números de masa son el doble y el triple de sus números de protones correspondientes. Los números de electrones, en ambos átomos, suman 27. ¿Cuál es el número atómico del átomo con mayor cantidad de nucleones?

A) 9 B) 12 C) 15
D) 18 E) 35

52. En un átomo el número de nucleones excede en 33 al número de electrones. SI el número de masa es 60, ¿Cuál es el valor de la carga nuclear?

A) 33 B) 93 C) 27
D) 37 E) 47

53. Respecto a las características del átomo, Indique verdadero (V) o falso (F):

I. En general, el número de neutrones en el núcleo es mayor o igual al número de protones.
II. Los neutrones en ángulos núcleos atómicos poseen carga positiva.
III. La masa de un catión monovalente es aproximadamente igual a la masa del átomo neutro.

A) VFV B) VVV C) VFF
D) FFV E) VVF

54. Complete las siguientes reacciones nucleares, expresando la suma de las cargas de las especies nucleares halladas.

I. ${}^{14}_{7}N + {}^{4}_{2}He \longrightarrow {}^{17}_{8}O + \ldots$

II. ${}^{8}_{4}Be + {}^{4}_{2}He \longrightarrow {}^{12}_{6}C + \ldots$

III. ${}^{9}_{4}Be(p; a) \ldots$

IV. ${}^{30}_{15}P \longrightarrow {}^{30}_{14}S + \ldots$

V. ${}^{43}_{20}Ca(\alpha; \ldots)\ {}^{46}_{21}Sc$

A) 3 B) 4 C) 5 D) 6 E) 8

55. Respecto a los isótopos, señale la proposición incorrecta:

A) Los isótopos de un mismo elemento poseen diferente número de masa.
B) Tienen propiedades químicas idénticas, pero propiedades físicas ligeramente diferentes.
C) El hidrógeno posee el isótopo deuterio, el cual forma el agua pesada.
D) Todos los elementos en la naturaleza poseen isótopos.
E) En la actualidad se han creado isótopos para todos los elementos químicos.

56. Un elemento "E" posee 2 isótopos, donde la suma de sus números de masa es 29 y además uno tiene un neutrón más que el otro. Si el isótopo de menor masa tiene un número de neutrones igual a 7, determinar el número atómico de dicho elemento.

A) 3 B) 5 C) 7 D) 9 E) 11

57. Clasifique las siguientes reacciones nucleares:

I. ${}^{222}_{88}Ra \rightarrow {}^{4}_{2}Ha + {}^{218}_{86}Rn + Y$

II. ${}^{9}_{4}Be + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{1}p$

III. ${}^{2}_{1}H + {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He$ + Energía

A) Emisión beta, transmutación, fisión nuclear.
B) Emisión beta, transmutación, fusión nuclear
C) Emisión alfa, transmutación, fusión nuclear.
D) Las 3 son transmutaciones.
E) Hay 2 transmutaciones y una fisión nuclear.

58. En un átomo neutro se cumple:

$$A^2 + Z^2 - N^2 = 1800$$

Determinar la carga nuclear, si se sabe que el número de protones es al número de neutrones como 4 es a 5.

A) 5 B) 20 C) 25
D) 45 E) 55

59. Los números de electrones de 3 isóbaros eléctricamente neutros, suman 242. Además, los neutrones suman 262. Calcular el número de masa.

A) 124 B) 168 C) 81
D) 86 E) 120

60. Para la especie química ${}^{108}_{47}Ag^{-}$, indique la proposición incorrecta:

A) El número atómico de la plata es 47.
B) En 10 átomos de plata, existen 610 neutrones.
C) El catión plata contiene 48 electrones.
D) El número de nucleones de la plata es 108.
E) En 10 átomos de plata, existen 470 protones.

61. Señale la proposición incorrecta:

A) Todos los átomos tiene protones.
B) La especie química monoatómica ${}^{56}_{26}E^{3+}$ tiene 30 neutrones.
C) El ion ${}^{31}_{15}P^{3-}$ tiene 18 electrones.
D) En toda especie química monoatómica neutral el número de protones es igual al número de electrones.
E) Todos los átomos siempre tienen protones y neutrones en su núcleo atómico.

62. Indique la(s) proposición(es) falsa(s):

I. En un átomo neutro se cumple:
Número de electrones = Número de protones.
II. Un núclido es una especie nuclear en particular con número atómico y número de masa definidos.
III. Los isótopos son átomos de un mismo elemento que tienen igual número de neutrones.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

63. ¿Cuáles son incorrectas?

I. Para los isótonos, los números de masa son diferentes.
II. En los isótopos, los números de protones son diferentes.
III. Si dos átomos son isóbaros, entonces los números de electrones pueden ser iguales.
IV. Si dos átomos son isótopos, los números atómicos son iguales, pero los números de protones, distintos.

A) II, III y IV B) Solo III C) I y III
D) II y III E) II y IV

64. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. La radiactividad de sales de uranio producen partículas tipo alfa, beta y radiaciones electromagnéticas tipo gamma.
II. Las reacciones de fusión emiten mayor energía que las reacciones de fisión.
III. Un ejemplo de fisión se da en la explosión de la bomba atómica.

A) VVV B) VVF C) FVF D) FFV E) FFF

65. Indique correctamente la relación: partícula – característica

a. Neutrón I. Carga eléctrica positiva
b. Protón II. Carga eléctrica negativa
c. Electrón III. Sin carga eléctrica

A) aI, bII, cIII B) aII, bIII, cI C) aIII, bI, cII
D) aI, bIII, cII E) aII, bI, cIII

66. Señale que notación no corresponde a un núclido:

A) ^{14}C B) U – 92 C) $^{208}_{82}Pb$
D) Po(Z = 84) E) Zr – 97

67. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El fenómeno de radioactividad fue descubierto por Thompson.
II. Rutherford identifico dos tipos de radiación proceden de los materiales radioactivos, alfa y beta.
III. Los rayos gamma son afectados por un campo eléctrico.

A) VVV B) FVF C) FVV
D) FFV E) VFF

68. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Históricamente, el neutrón fue la primera partícula subatómica en descubrirse.
II. Dado que un núcleo puede emitir electrones, el núcleo de un átomo está conformado por protones, neutrones y electrones.
III. El número de neutrones de un átomo puede calcularse restando el número atómico del número de masa.

A) VVV B) VFF C) FVV D) FVF E) FFV

69. Indique verdadero (V) o falso (F):

I. Las partículas elementales son los protones, alfa, para especies atómicas radiactivas o no.
II. La masa de los neutrones es ligeramente superior a la de los protones.
III. La masa de los protones es 1836 veces la masa de los electrones.
IV. Existen nucléolos positivos, nucléolos negativos y nucleones neutros.

A) VVVV B) FVVV C) FVVF
D) VVFF E) VVVF

70. Si la masa del protón es 1,007825 uma y del neutrón es 1,008665 uma, halle la energía de enlace (llamada también de empaque) nuclear en el $^{127}_{58}I$, si se sabe que la masa atómica de este nuclido es de 126,9004 uma. Dato: 1 uma = $1{,}66 \times 10^{-27}$ kg.

A) $25{,}7 \times 10^{-36}$ J B) $39{,}6 \times 10^{-14}$ J
C) $1{,}36 \times 10^{-12}$ J D) $41{,}8 \times 10^{-10}$ J
E) $1{,}73 \times 10^{-10}$ J

71. Se tiene dos isóbaros P y Q cuya suma de números atómicos es 64. La diferencia del número de neutrones de ambos es 24. Hallar el número de electrones de P^{4+}.

A) 24 B) 22 C) 20
D) 18 E) 16

72. Se tiene las siguientes especies con igual número de electrones: X^{6+}, Y^{5-}, W^{4-}, E^{2-}. Determinar cuál de ellos tiene mayor número de neutrones, sabiendo que sus átomos neutros son isóbaros.

A) X^{6+} B) W^{4-} C) Y^{5-}
D) E^{2-} E) Iguales

73. Relacione ambas columnas:

I. $^{235}_{92}U$ y $^{236}_{92}U$ A. Igual N° de electrones.
II. $^{40}_{18}Ar$ y $^{40}_{19}Ar$ B. Isóbaros
III. $_{19}K^{1+}$ y $_{17}Cl^{1-}$ C. Isótopos
IV. $^{13}_{5}C$ y $^{14}_{7}N$ D. Isótonos

A) IA; IIB; IIIC; IVD B) IC; IIA; IIIB; IVD
C) IC; IIA; IIID; IVB D) IC; IIB; IIIA; IVD
E) IA; IIC; IIID; IVB

74. De la siguiente serie de especies químicas, no se pueden afirmar que:

$^{43}_{21}X^{3+}$ $^{42}_{20}W$ $^{40}_{18}Y^{3-}$ $^{48}_{19}Z^{1-}$ $^{41}_{20}W^{1}$

A) Existen dos especies que son isótopos.
B) Existen 2 pares de especies que tienen igual número de electrones.
C) Existen solo 2 especies que son isótonos.
D) Existen 2 especies que son isóbaros.
E) Solo hay 4 iones, 2 cationes y 2 aniones.

75. Considere las siguientes especies:

$^{20}_{10}Ne$; $^{19}_{9}F^{1-}$, $^{16}_{8}O^{2-}$; $^{24}_{12}Mg^{2+}$, $_{13}Al^{3+}$

I. ¿En qué se diferencian?
II. ¿Qué tienen de común todas ellas?

I	II
A) Protones	Electrones
B) Neutrones	Protones
C) Neutrones	Electrones
D) protones y neutrones	Electrones
E) Protones	Neutrones y electrones

76. De:

I. El ion $^{(x-2)^2}_{3x}J^{3-}_{34}$ tiene 27 leptones extranucleares fundamentales.
II. En un "átomo de Rutherford" que presenta 70 nucleones, el número de quark "up" de partículas fundamentales es 105.
III. Todos los elementos tiene isótopo naturales

Señale lo correcto:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I; II y III

77. Los números de masa de dos isótonos tienen una diferencia de 20 unidades, si sus números atómicos se encuentran en la relación de 3/4. Señale como respuesta el número de electrones del catión pentavalente de mayor número de masa.

A) 60 B) 75 C) 175 D) 50 E) 95

78. El siguiente enunciado "Suponemos que el átomo es una esfera de carga positiva uniforme, en el cual se encuentran incrustados partículas negativas, formando capas concéntricas". Corresponde al modelo atómico de:

A) Bohr B) Rutherford
C) Thomson D) Bohr-Sommerfield
E) Dalton

79. En un átomo donde: Z = A/2, se cumple: $A^2 - p^2 - N^2 = 288$, además es isótono con ^{22}R. ¿Cuál es la carga nuclear de R?

A) 16 B) 8 C) 10 D) 12 E) 11

80. Para cierto átomo neutro se cumple:
$A = Z + 2\sqrt{9 - AZ}$
Si el número de electrones en un átomo neutro es igual al número de neutrones, hallar el número de protones del elemento.

A) 6 B) 5 C) 4 D) 3 E) 2

81. Indique que proposiciones son no correctas:

I. En la hipótesis de Dalton se concluye que el átomo es indivisible.
II. Con la experiencia de Thompson, no se pudo afirmar que el átomo tiene un núcleo positivo.
III. Según la experiencia de Rutherford se pudo deducir que el átomo es tremendamente vacío.
IV. Bohr estableció que la energía de un electrón de un átomo esta cuantizada, esto significa que el electrón es libre de tener cualquier cantidad de energía.

A) I y II B) III y IV C) Solo IV
D) II y III E) Solo III

82. La teoría de Dalton propuesta en 1803 fue un aporte al conocimiento de la estructura de la materia, indique cuantas proposiciones son correctas:

I. El átomo es indivisible es decir no está formado por partículas.
II. La materia está formada por partículas a las que llamó átomos.
III. Los compuestos se forman por combinación de átomos.
IV. Todos los átomos de un mismo elemento tiene la misma masa.
V. Los átomos de elementos diferentes difieren en su masa y en sus propiedades.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

83. De:

I. Los leptones participan en la interacción débil.
II. Los hadrones participan en la interacción fuerte.
III. De las partículas elementales con más, solo protones y electrones son estables.

Son correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

84. El ion X^{2+} presenta 16 electrones, además se sabe que el ion Y^{2-} tiene igual número de electrones con el ion X^{3-}, determinar el número de electrones del ion y^{1-}.

A) 16 B) 17 C) 18 D) 19 E) 20

85. Para la especie química $^{3L-5}_{L-3}J^{2-}_{L-7}$ indicar cuantas proposiciones son no incorrectas:

I. Su carga nuclear es 18
II. Tiene 40 nucleones
III. La carga absoluta de la nube electrónica es $-3{,}2 \times 10^{-19}C$
IV. Los neutrones exceden en dos a los electrones.
V. Es un anión de carga dos.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

86. Indicar cuantas proposiciones son no correctas:

I. Los hadrones son partículas elementales que no se constituyen de otras partículas.
II. Los leptones son el neutrino, electrón, muón y tauón.
III. Un átomo de cualquier elemento se forma por una combinación fija de leptones y quarks.
IV. El protón se constituye de 2μ y 1d.
V. El neutro se constituye de 2d y 1μ

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

87. ¿Cuántos de los siguientes postulados del átomo de Bohr son falsos?

I. En un átomo, el electrón tiene únicamente ciertos estados definidos estacionarios de movimiento que le son permitidos, cada uno de estos estados estacionarios tiene una energía fija y definida.

II. En cualquiera de estos estados, electrón se mueve siguiendo una órbita circular alrededor del núcleo.

III. Cuando un átomo está en uno de estos estados, no irradia; pero al cambiar de un estado de alta energía a un estado de energía inferior, el átomo emite un cuanto de radiación.

IV. Los estados de movimiento electrónico permitidos, son aquellos en los cuales el momento angular del electrón es un múltiplo entero de $h/2\pi$

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

88. ¿Cuántas de las siguientes proposiciones son correctas?

I. Rutherford concluyó que los electrones no son partículas de gran masa.

II. Rutherford conceptuó al átomo como un núcleo denso de carga positiva, con electrones periféricos.

III. Thompson, determinó la relación e/m del electrón.

IV. Planck estableció que, la energía de la radiación luminosa es inversamente proporcional a la frecuencia.

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

89. Si los iones A^{4+} y B^{2-} tienen en total 48 electrones, ¿Cuál es la suma de la cantidad de protones de los iones: A^{2-} y B^{3+}?

A) 48 B) 49 C) 50 D) 51 E) 52

CLAVES

1. A	13. B	25. C	37. C	49. D	61. E	73. D	85. D
2. C	14. A	26. B	38. C	50. B	62. C	74. C	86. A
3. B	15. C	27. E	39. C	51. D	63. E	75. A	87. A
4. B	16. D	28. D	40. E	52. C	64. A	76. B	88. C
5. B	17. C	29. E	41. C	53. A	65. C	77. B	89. C
6. B	18. A	30. C	42. D	54. A	66. D	78. C	
7. D	19. C	31. A	43. C	55. D	67. B	79. C	
8. D	20. E	32. B	44. D	56. C	68. E	80. E	
9. C	21. B	33. C	45. A	57. C	69. B	81. C	
10. C	22. E	34. D	46. D	58. B	70. E	82. E	
11. E	23. D	35. E	47. B	59. B	71. E	83. D	
12. E	24. C	36. C	48. A	60. C	72. C	84. C	

Números cuánticos Configuración electrónica

capítulo 03

Erwin Schrödinger

Erwin Rudolf Josef Alexander Schrödinger (Erdberg, 12 de agosto de 1887-Erdberg, 4 de enero de 1961) fue un físico austriaco, naturalizado irlandés, que realizó importantes contribuciones en los campos de la mecánica cuántica y la termodinámica. Recibió el Premio Nobel de Física en 1933 por haber desarrollado la ecuación de Schrödinger. Tras mantener una larga correspondencia con Albert Einstein propuso el experimento mental del gato de Schrödinger, que mostraba las paradojas e interrogantes a los que abocaba la física cuántica.

En 1926 publicó una serie de artículos que sentaron las bases de la moderna mecánica cuántica ondulatoria, y en los cuales transcribió en derivadas parciales su célebre ecuación diferencial, que relaciona la energía asociada a una partícula microscópica con la función de onda descrita por dicha partícula. Dedujo este resultado tras adoptar la hipótesis de De Broglie, enunciada en 1924, según la cual la materia y las partículas microscópicas, estas en especial, son de naturaleza dual y se comportan a la vez como onda y como cuerpo. Atendiendo a estas circunstancias, la ecuación de Schrödinger arroja como resultado funciones de onda, relacionadas con la probabilidad de que se dé un determinado suceso físico, tal como puede ser una posición específica de un electrón en su órbita alrededor del núcleo.

Fuente: Wikipedia

Ecuación de Schrödinger

Erwin Schrödinger (1926), propuso una ecuación de onda para describir el comportamiento de un electrón, dotándola de la naturaleza ondulatoria y corpuscular simultáneamente.

Su ecuación es de 2.° orden.

$$\frac{\partial^2\psi}{\partial X^2}+\frac{\partial^2\psi}{\partial Y^2}+\frac{\partial^2\psi}{\partial Z^2}+\frac{8\pi^2 m}{h^2}(E-V)\ \psi=0$$

Donde:

ψ (psi): se llama función de onda

m: masa del electrón

h: constante de Planck

E: energía total

V: energía potencial

La solución matemática de la ecuación de onda requiere introducir números enteros que tienen que ver con la energía, probable ubicación y forma de la nube electrónica. Estos números reciben el nombre de "números cuánticos".

Los 3 números cuánticos de la solución de Schrödinger no son suficientes para explicar todas las propiedades del electrón; por ello es necesario introducir un cuarto número cuántico.

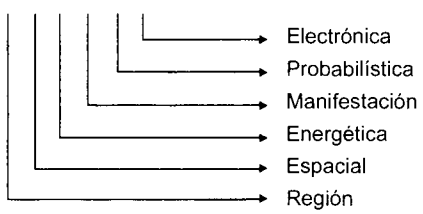
Llamado spín o número cuántico de rotación, el cual concibe que un electrón rota alrededor de un eje imaginario; a medida que gira alrededor del núcleo atómico.

Orbital

Es la región espacial que rodea al núcleo, donde existe la más alta probabilidad de encontrar 2 electrones en sentidos contrarios.

También llamado:

R E E M P E



Ya que es imposible encontrar al electrón según Schröndinger, entonces aparece el orbital.

∴ Ya no existe un movimiento fijo a distancia del núcleo predicho por Bohr.

Tipos de orbital

	orbital vacío
↑	electrón desapareado
⇅	electrón apareado

La flecha indica la forma convencional como rota el electrón.

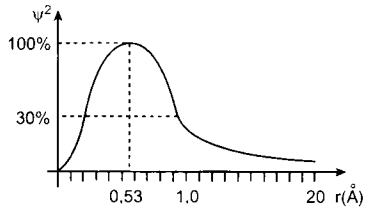


Gráfico para el átomo de hidrógeno.

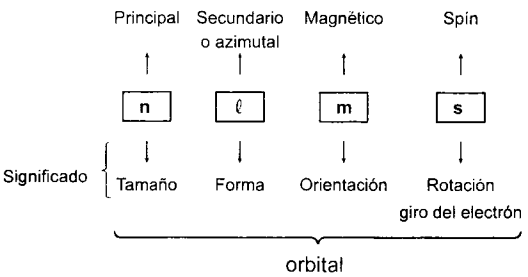
ψ^2: Probabilidad de encontrar al electrón cerca del núcleo.

El electrón en su concepto más moderno tiene un movimiento ondulatorio, donde la distancia más cercana al núcleo es de 0,53 Å.

∴ La probabilidad de encontrar al electrón más cerca del núcleo es 0,53 Å; a otras distancias la probabilidad es muy pequeña.

◀ NÚMEROS CUÁNTICOS

Son: n; ℓ; m; s.



Valores

1. **Principal (n)**

$n = 1; 2; 3; 4; 5; 6; 7; ...; +\infty$

capas → K L M N O P Q

$\boxed{1 \le n < \infty}$

2. **Secundario (ℓ)**

$\ell = 0; 1; 2; 3; 4; ...; n-1$

$\boxed{0 \le \ell \le n-1}$

Ejemplo:

$n = 3 \Rightarrow \ell: 0; 1; 2$

3. **Magnético (m)**

$m = -\ell; ...; -1; 0; +1; ...; +\ell$

desde ↓ hasta

$\ell = 2 \begin{cases} m = -2 \\ m = -1 \\ m = 0 \\ m = +1 \\ m = +2 \end{cases}$ $\boxed{-\ell \le m < \ell}$

- **Spín (s)**: es el sentido del giro es convencional.

Antihorario + 1/2

Horario − 1/2

s = +1/2

s = −1/2

En un orbital lleno:
(electrón apareado)

Los 2 spines deben ser opuestos para buscar su estabilidad del orbital. Si no fuese así, existiría la fuerza de repulsión.

Ejemplo:

¿Qué alternativa es posible?

A) n = 4; ℓ = 4; m = −2; s = +1/2
B) n = 3; ℓ = 2; m = +3; s = −1/2
C) n = 2; ℓ = 1; m = 0; s = 1/2
D) n = 4; ℓ = 1; m = −1; s = −1/2
E) Ninguno

Resolución:

A) (F) ℓ : no puede ser igual a n: $0 \leq \ell \leq n - 1$
$\ell = 4 \Rightarrow \ell = 0; 1; 2; 3$

B) (F) ℓ = 2; m = +3
"m" depende de ℓ:
$-\ell \leq m \leq +\ell$ ...(F)
si $\ell = 2 \Rightarrow m = -2; -1; 0; +1; +2$

C) (V) n, ℓ, m: son valores correctos que pueden tomar.
El spín (s) es convencional y puede tomar: ±1/2.

D) (V) n = 4; ℓ = 1; m = −1; s = −1/2
correcto correcto correcto

∴ Alternativas posibles son C y D.

Nivel de energía

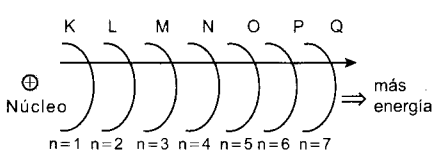
Es el estado energético que corresponde a un grupo de electrones (2; 8; 18;... etc.) (cantidad de electrones que corresponden en cada nivel) y que depende de la distancia promedio del núcleo.

A más cerca del núcleo, menor energía.

A más lejos del núcleo, más energía.

Capas

Designación espectroscópica



Designación cuántica

Subnivel de energía

Constituye las energías que corresponden a grupos diferentes de orbitales (s; p; d; f) dentro de un mismo nivel de energía.

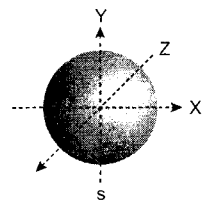
Tipo	ℓ	2ℓ + 1 n.° orbitales	2(2ℓ + 1) n.° máx. e^-_s
s	0	1	2
p	1	3	6
d	2	5	10
f	3	7	14

→ Designación cuántica
→ Designación espectroscópica

Forma

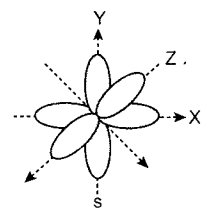
- Orbital: s : Sharp (nítido)

Forma: esférica



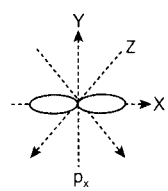
m = 0

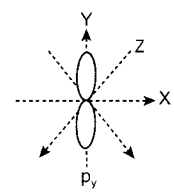
- Orbitales: p : Principal



Orbitales p

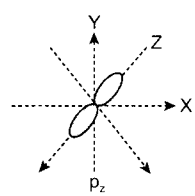
Forma: lobular





m = −1

m = 0

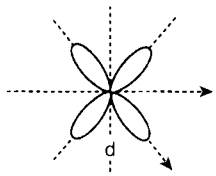


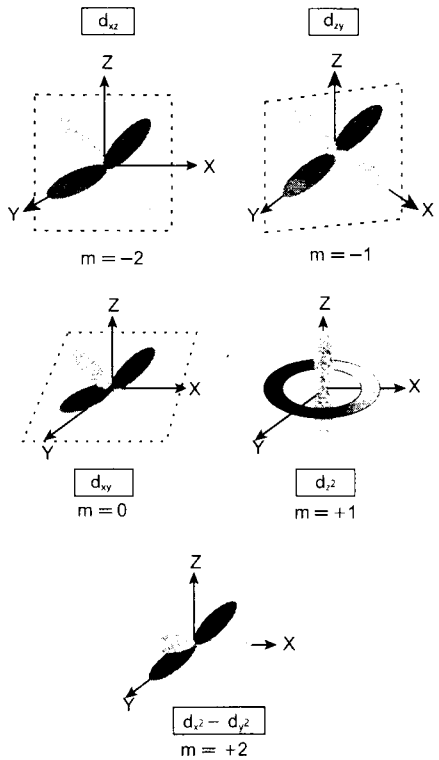
m = +1

Representación espacial de la ecuación Schrödinger.

- Orbital: d : Difuse (difuso)

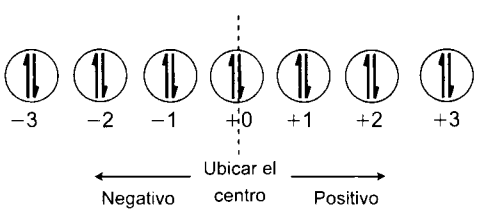
  Forma: dilobular





- Orbital: f : fundamental: 7 orbitales

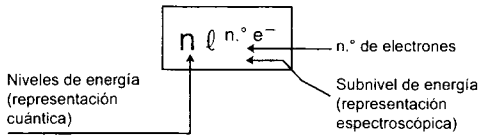
  Forma: compleja



Representación:

1. $\boxed{\begin{matrix}\downarrow & \downarrow & \downarrow & \downarrow \\ s^2 & p^6 & d^{10} & f^{14}\end{matrix}}$ máxima cantidad e_s^-

2. Representación de los electrones en "niveles y subniveles de energía".



Ejemplo:

$6p^3$ → $e_s^- = 3$; subnivel ($\ell = 1$); nivel ($n = 6$)

Se interpreta de la siguiente manera:

- En el nivel 6, existe 3 e en el subnivel "p" ($\ell = 1$):

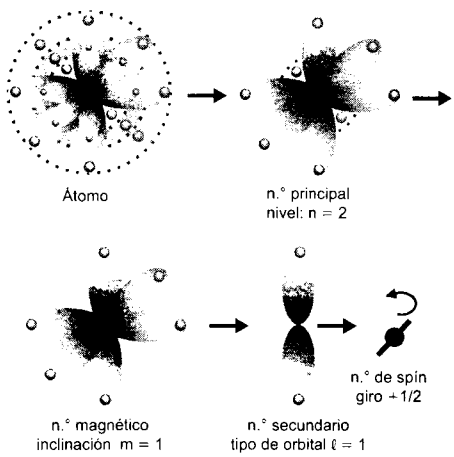
  $5s^2$

- En el nivel 5, existe 2 e en el subnivel "s" ($\ell = 0$):

  $4f^{14}$

- En el nivel 4, existe 14 e en el subnivel "f" ($\ell = 3$):

  $5d^7$ ← 7 es en el subnivel d, ubicado en el nivel 5.



Un electrón queda identificado por cuatro números cuánticos.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Principio de Aufbau

Construcción de la distribución de electrones de un átomo en sus niveles de energía, subniveles y orbitales.

La distribución se realiza de menor a mayor energía relativa:

$$\boxed{E_R = n + \ell}$$

E_R: depende de "n" y ℓ; es independiente de "m" y "s".

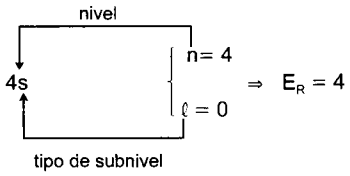
- Un orbital es más estable cuando la ($E_R = n + \ell$) es la más baja posible.
- Cuando 2 orbitales tienen el mismo valor de E_R es más estable o de menos energía, aquel que tiene el menor valor de "n".

Ejemplo:

¿Quién tiene más energía?

4s o 3d

Resolución:



$$3d \begin{cases} n = 3 \\ \ell = 2 \end{cases} \Rightarrow E_R = 5$$

3d tiene más energía y se llenará con los electrones luego de 4s.

Llenado: 4s, 3d

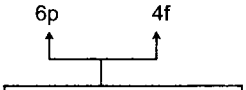
¿Quién tiene más energía?

6p o 4f

Resolución:

$$6p \begin{cases} n = 6 \\ \ell = 1 \end{cases} \Rightarrow E_R = 7$$

$$4f \begin{cases} n = 4 \\ \ell = 3 \end{cases} \Rightarrow E_R = 7$$



Orbitales degenerados (son orbitales que tienen igual energía relativa)

- Como tienen igual energía, para la distribución electrónica, se hace primero en 4f por su menor "n".

Distribución: 4f, 6p

¿Cuál tiene más energía y distribuya en su orden?

$3p_x$; 4s; $5d_{xy}$; $3d_z^2$; $5p_y$

Resolución:

Orbital	n	ℓ	$E_R = n + \ell$
$3p_x$	3	1	4
4s	4	0	4
$5d_{xy}$	5	2	7
$3d_z^2$	3	2	5
$5p_y$	5	1	6

Mayor E_R es $5d_{xy}$

Ordenando

Distribución: $3p_x$; 4s; $3d_z^2$; $5p_y$; $5d_{xy}$

Regla del serrucho

Es una forma práctica de recordar la distribución electrónica de un átomo.

NIVEL	1 K	2 L	3 M	4 N	5 O	6 P	7 Q	Máx. e^-
SUBNIVELES	s	s p	s p d	s p d f	s p d f	s p d	s p	2 6 10 14 18
n.° orbitales	1	4	9	16	25	...	...	Nivel
e^- máx. ($2n^2$ Rydberg)	2	8	18	32	50	...	...	Nivel

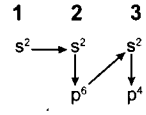
Menor energía → Mayor energía

Por cada nivel existe la misma cantidad de subniveles.

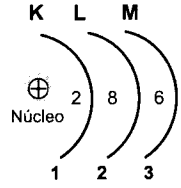
Las flechas indican el sentido que debemos seguir depositando los electrones en los orbitales, siguiendo el orden creciente de sus energías.

Ejemplos:

1. Azufre (S): (Z = 16)
   Haciendo la distribución electrónica del átomo de azufre.



CE: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$



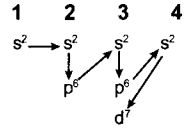
Cantidad de electrones:

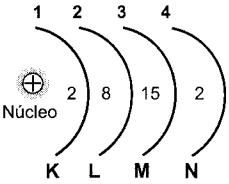
1. Para la última capa o nivel: 3
   $6e^-$ ($3s^2\ p^4$)
2. Último subnivel: 4 e^- (p^4)

2. Hallar la configuración electrónica del átomo de cobalto. Co (Z = 27).

Resolución:

Por la regla del serrucho



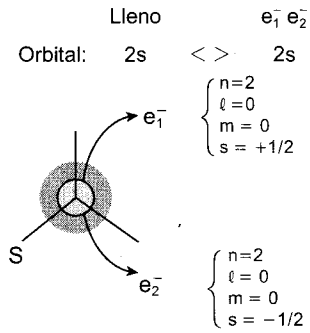


CE: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$

- Electrones en la última capa: 2 ($4s^2$)
- Electrones en el último subnivel: 7 (d^7)

Principio de exclusión de Pauli

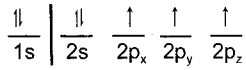
No es posible que exista en un átomo, 2 electrones con 4 números cuánticos iguales.



Ambos electrones en el mismo orbital, tienen las mismas características: tamaño y forma, difieren solamente en el spín (sentido de la rotación).

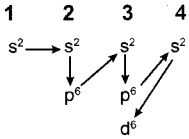
Regla de Hund

Cuando se distribuye electrones en un mismo subnivel, se busca ocupar la mayor cantidad de orbitales vacíos, es decir, colocar un electrón en cada uno de ellos y si sobra electrones se pasará al apareamiento.



electrones apareados: 2
electrones desapareados: 3

Hierro (Z = 26)



Se observa que en los subniveles anteriores antes del subnivel final están llenos.

∴ Solo es necesario analizar el último subnivel.

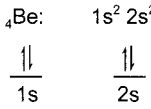
Electrones apareados: 11
Electrones desapareados: 4

Sustancia diamagnética

Es aquella sustancia que no es atraída por un campo magnético, debido a que sus electrones se encuentran apareados.

Los iones de los 3 primeros grupos son todos diamagnéticos.

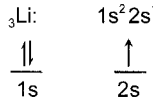
Ejemplo:



Sustancia paramagnética

Es aquella sustancia atraída por un campo magnético, es decir, que posee electrones desapareados.

Ejemplo:



Muchos compuestos de los elementos de transición son paramagnéticos.

Ferromagnetismo. Lo presentan el hierro y el ferromagnetismo, es mucho más fuerte que el paramagnetismo y existe espontáneamente.

Notación de Gilbert Newton Lewis

Es una forma simple y abreviada de la representación de las configuraciones electrónicas de los átomos y lo realiza en base a los "gases nobles" como el helio (He), neón (Ne), argón (Ar), kriptón (Kr), xenón (Xe) y radón (Rn).

$_2$He: $1s^2$

$_{10}$Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$

$_{18}$Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$_{36}$Kr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

$_{54}$Xe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

$_{86}$Rn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

Ejemplos:

1. Desarrollar la configuración de un átomo de azufre (Z = 16).

   Por la regla del serrucho:

   $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6}_{[Ne]} 3s^2 3p^4$ ∴ $_{16}$S: $[Ne]3s^2 3p^4$

2. Representar la configuración de un átomo de calcio (Z = 20).

   CE: $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{[Ar]} 4s^2$ ∴ $_{20}$Ca: $[Ar]4s^2$

Configuración electrónica de iones

Para realizar la configuración electrónica de iones se recomienda primero, hacer la CE del átomo neutro.

Aplicación:

Hallar la CE:

A) $_{19}K^+$ B) $_{16}S^{2-}$ C) $_{24}Cr^+$ D) $_{24}Cr^{2+}$
E) $_{25}Mn$ F) $_{26}Fe$ G) $_{29}Cu$

Resolución:

A) $_{19}K^+$:
$_{19}K$: $_{18}[Ar]4s^1$ pierde 1 e^-
$_{19}K^+$: $_{18}[Ar]$

B) $_{16}S^{2-}$
$_{16}S$: $_{10}[Ne]3s^2p^4$ gana: 2 e^-
$_{16}S^{2-}$: $_{10}[Ne]3s^2p^6$ = $_{18}[Ar]$

C) $_{24}Cr^+$
$_{24}Cr$: $_{18}[Ar]4s^23d^4$ = $_{16}[Ar]4s^13d^5$ pierde 1 e^-
$\therefore$ $_{24}Cr^+$: $_{18}[Ar]3d^5$

D) $24Cr^{2+}$
$_{24}Cr$: $_{18}[Ar]4s^13d^5$ $\therefore$ $_{24}Cr^{2+}$: $_{18}[Ar]3d^4$

E) Mn^{2+}
$_{25}Mn$: $_{18}[Ar]4s^23d^5$ pierde 2 e^-
$_{25}Mn^{2+}$: $_{18}[Ar]3d^5$

F) Fe^{2+}
$_{28}Fe$: $_{18}[Ar]4s^23d^6$ pierde 2 e^-
f_1. $_{26}[Fe]^{2+}$: $_{18}[Ar]3d^6$
f_2. $F^{3+} \Rightarrow {}_{26}Fe^{3+}$: $_{18}[Ar]3d^5$

G) $_{29}Cu^+$
$_{29}Cu$: $_{18}[Ar]4s^23d^9 = {}_{18}[Ar]4s^13d^{10}$
$\therefore$ $_{29}Cu^+$: $[Ar]3d^{10}$

De las configuraciones realizadas se puede observar:
(A) y (B) son isoelectrónicos.
(D), (E) y (F) son isoelectrónicos.

Ejemplos:

1. Determinar el número de subniveles y el número de orbitales que posee un átomo cuyo número atómico es 36.

Resolución:

Z = 36

CE: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$

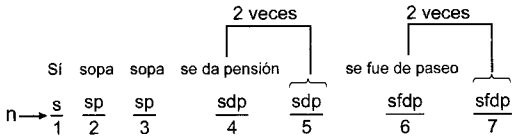
n.° subniveles: 8
s ⟶ 1 orbital p ⟶ 3 orbitales
d ⟶ 5 orbitales

Número de orbitales: 4(1) + 3(3) + 5 = 18 orbitales.

2. Un elemento termina en la configuración $5p^3$. Hallar su número atómico.

Resolución:

Aplicaremos una regla práctica:



Si termina en $5p^3$ ← e^- = 3 en subnivel p
→ nivel (n = 5)

deben estar llenos

$\frac{s}{1}$ $\frac{sp}{2}$ $\frac{sp}{3}$ $\frac{sdp}{4}$ $\frac{sfdp}{5}$: condición

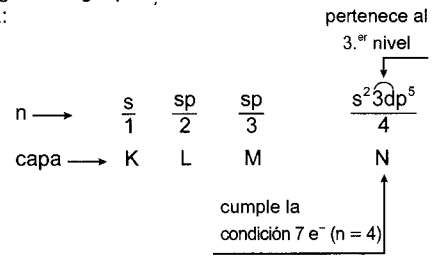
$\frac{s^2}{1}$ $\frac{s^2p^6}{2}$ $\frac{s^2p^6}{3}$ $\frac{s^2d^{10}p^6}{4}$ $\frac{s^2d^{10}p^3}{5}$

n.° e^- = 51: átomo neutro: $e^- = p^+ = Z$ $\therefore$ Z = 51

3. Un átomo no excitado de cierto elemento químico, tiene en total 7 electrones en la capa N y su número de masa es 8. ¿Cuál es su número de neutrones?

Resolución:

Capa N o nivel: n = 4, presenta 7 e^-
A = 80
Según la regla práctica:
CE:



Como se observa, al llegar al $4p^5$ ha debido de llenar antes $3d^{10}$.

$\frac{s^2}{1}$ $\frac{s^2p^6}{2}$ $\frac{s^2p^6}{3}$ $\frac{s^2d^{10}p^6}{4}$

Z = 35
$n^0 = A - Z \Rightarrow n^0 = 80 - 35 \Rightarrow n^0 = 45$

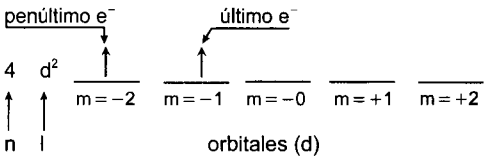
4. Un átomo tiene como número atómico 40. Hallar los 4 valores de los números cuánticos para el último electrón.

Resolución:

(Z = 40)

CE: $\frac{s^2}{1}$ $\frac{s^2p^6}{2}$ $\frac{s^2p^6}{3}$ $\frac{s^2d^{10}p^6}{4}$ $\frac{s^2d^2}{5}$

El último electrón se encuentra en $4d^2$



$n = 4$

$\ell = 2$ subnivel (d)

$m = -1$

$s = +1/2$

5. ¿Cuántos electrones posee como máximo y mínimo un átomo que posee solamente 4 niveles energéticos?

Resolución:

$$n.°_{mín.}: \frac{s^2}{1}\ \frac{s^2p^6}{2}\ \frac{s^2p^6}{3}\ \frac{s^13dp}{4}\ \frac{s4dp}{5}$$

Como mínimo para que exista el nivel 4 al menos debe tener un electrón.

$$n.°\ e^-_{mín} = 19$$

$$n.°_{máx.}: \frac{s^2}{1}\ \frac{s^2p^6}{2}\ \frac{s^2p^6}{3}\ \frac{s^2d^{10}p^6}{4}\ \frac{s4dp}{5}$$

No puede llenar $4d^{10}$ porque antes tendría que llenar $5s^2$ y estaríamos en el nivel 5 que no concuerda con la condición del problema que debe contener solo $n = 4$.

$$n.°\ e^-_{máx.} = 36$$

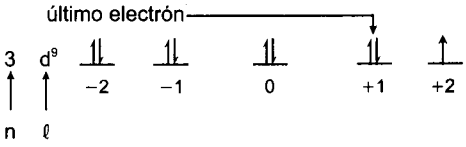
6. Calcular los cuatro números cuánticos del último electrón de la configuración de un átomo cargado (+2) cuyo número de protones es 29.

Resolución

Átomo: ${}_{29}X$:

CE: $[Ar]4s^13d^{10}$

Ión: ${}_{29}X^{2+}$: $[Ar]3d^9$



$n = 3 \quad \ell = 2 \quad m = +1 \quad s = -1/2$

7. Hallar el máximo y el mínimo número atómico para un átomo que tiene 5 subniveles "s" llenos completamente y cuántos orbitales "p" llenos posee.

Resolución:

"s" lleno: s^2

$$\frac{s^2}{1}\ \frac{s^2p^6}{2}\ \frac{s^2p^6}{3}\ \frac{s^2d^{10}p^6}{4}\ \frac{s^2dp}{5}$$

$Z_{mín} = 38$ p: 3 orb. p: lleno (p^6)

n.° orbitales p = 9

$$\frac{s^2}{1}\ \frac{s^2p^6}{2}\ \frac{s^2p^6}{3}\ \frac{s^2d^{10}p^6}{4}\ \frac{s^2d^{10}p^6}{5}\ \frac{s^14f5dp}{6}$$

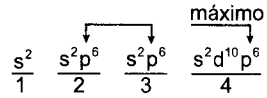
$Z_{máx.} = 55$ n.° orbitales p = 12

8. Determinar el valor máximo de la masa atómica del átomo de un elemento, si tiene 2 subniveles principal (p) llenos y los neutrones exceden a los electrones en 5.

Resolución:

$e^- = n - 5$

Condición: 2 subniveles "p" llenos: (p^6).



$e^-_{máx.} = 35 \Rightarrow n = e^- + 5 \Rightarrow n = 40$

$\therefore A_{máx.} = Z_{máx.} + n = 35 + 40 \Rightarrow A_{máx.} = 75$

9. Si $n = 2$, hallar el juego de valores de ℓ y "m".

Resolución:

$n = 2$

$0 \le \ell \le n - 1 \Rightarrow 0 \le \ell \le 1$

$\ell = \{0; 1\}$

m: $-\ell \le m \le +\ell$

$\ell = 0$ $m = \{0\}$

$\ell = 1$ $-1 \le m \le +1 \Rightarrow m = \{-1; 0; 1\}$

10. Si un alumno por equivocación considera que el número cuántico magnético "m" admite valores positivos: 0; 1; 2;...+ℓ, sin embargo aplica correctamente el principio de exclusión de Pauli y el de máxima multiplicidad de Hund. Hallar la configuración electrónica del ${}^{40}_{20}Ca$.

Resolución:

Alumno: $0 \le m \le +\ell$

			e^- máx.	
$\ell = 0$	s	m → ⇅ 0	2	s^2
$\ell = 1$	p	m → ⇅ ⇅ 0 1	4	p^4
$\ell = 2$	d	m → ⇅ ⇅ ⇅ 0 1 2	6	d^6
$\ell = 3$	f	m → ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ 0 1 2 3	8	f^8

La configuración ${}_{20}Ca$

$$\frac{s^2}{1}\ \frac{s^2p^4}{2}\ \frac{s^2p^4}{3}\ \frac{s^2d^4p}{4}\ \frac{sdp}{}$$

CE: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4\ 3s^2\ 3p^4\ 4s^2\ 3d^4$

11. Se poseen 3 isótopos de un elemento químico, cuyos números de masa suman "a" y la cantidad total de neutrones es "b". Si uno de los isótopos posee "c" electrones en la cuarta capa y $2 < c < 8$. ¿Qué relación existe entre a, b y c?

Resolución:

Sean los isótopos: ${}^{A_1}_{Z}X \quad {}^{A_2}_{Z}X \quad {}^{A_3}_{Z}X$

$A_1 + A_2 + A_3 = a$

Σ n.° $= b \Rightarrow (A_1 - Z) + (A_2 - Z) + (A_3 - Z) = b$

Reagrupando: $a - 3Z = b \qquad ...(\alpha)$

Condición: Ce: 4.ª capa ($n = 4$)

$2 < c < 8$

Hallando Z: configuración electrónica

$\underset{1}{s^2} \quad \underset{2}{s^2p^6} \quad \underset{3}{s^2p^6} \quad \underset{4}{s^2 3d^{10} p^6}$ (c)

En la 4.ª etapa "c" puede formar (3 o 7), es decir, subnivel (s y p).

Antes de llegar a "p" debe completar d^{10} (3.er nivel).

$e^- = 28 + c = Z$

En (α): $a - 3(28 + c) = b$

Dándole forma: $a - b - 3c = 84$

12. Un elemento químico presenta tres electrones desapareados en la capa N. ¿Cuál es su número atómico?

Resolución:

Capa N ($n = 4$): 3 electrones desapareados.

$\underset{1}{s^2} \quad \underset{2}{s^2p^6} \quad \underset{3}{s^2p^6} \quad \underset{4}{s\ 3d^{10}\ p}$ (⇅) (↑)(↑)(↑)

Condición

$e^- = 33 \quad \therefore Z = 33$

13. Si un electrón tiene un número cuántico magnético ($m = 2$). ¿Cuál es el menor nivel de energía que puede ocupar?

Resolución:

$m = -2$

$-\ell \leq m \leq +\ell : -\ell \leq -2$

$\ell = 2$

$0 \leq \ell \leq n - 1 \Rightarrow n = 3$

14. El átomo de un elemento X presenta 3 electrones "p" desapareados en el 5.° nivel. Calcular su número atómico.

Resolución:

$\underset{1}{s^2} \quad \underset{2}{s^2p^6} \quad \underset{3}{s^2p^6} \quad \underset{4}{s^2d^{10}p^6} \quad \underset{5}{s^2d^{10}p}$ (↑)(↑)(↑)

$Z = 51$

15. ¿Cuántos electrones "d" apareados presenta un átomo con 5 electrones "s" apareados?

Resolución:

Condición: 5 e^-_s s apareados

d^{10}: 5 e^- apareados

$\underset{1}{s^2} \quad \underset{2}{s^2p^6} \quad \underset{3}{s^2p^6} \quad \underset{4}{s^2d^{10}p^6} \quad \underset{5}{s^2dp}$

condición

$\underset{1}{s^2} \quad \underset{2}{s^2p^6} \quad \underset{3}{s^2p^6} \quad \underset{4}{s^2d^{10}p^6} \quad \underset{5}{s^2d^{10}p^6} \quad \underset{6}{s}$

condición

Los electrones "d" apareados pueden ser 5 o 10.

16. ¿Cuál es el número máximo y mínimo de electrones que puede tener un átomo conociendo los números cuánticos: $n = 3$; $\ell = 1$; $m = 0$?

Resolución:

N.° cuánticos: $n = 3$; $\ell = 1$ (↓ p); $m = 0$

$\underset{m=-1}{\bigcirc} \quad \underset{m=0}{\bigcirc} \quad \underset{m=1}{\bigcirc}$

3p

mínimo: $\underset{1}{s^2} \quad \underset{2}{s^2p^6} \quad \underset{3}{s^2p}$ (↑)(↑)○ $m = 0$

$e^-_{min} = 14$

máximo: $\underset{1}{s^2} \quad \underset{2}{s^2p^6} \quad \underline{s^2p}$ (⇅)(⇅)○ $m = 0$

$e^-_{máx.} = 17$

17. Hallar el valor de $A_{mín.}$ de un átomo que posee solamente 2 subniveles "d" y $A_{máx.}$; sabiendo que se cumple: $z + n = 2\sqrt{zn}$ (dar la suma).

Resolución:

$A = z + n \qquad ...(\alpha)$

De: $z + n = 2\sqrt{zn}$; elevando al cuadrado:

$z^2 + 2zn + n^2 = 4zn \Rightarrow z^2 - 2zn + n^2 = 0$

$(z - n)^2 = 0$

$\therefore z = n$

En (α): $A = 2z \qquad ...(\beta)$

$A_{mín.} \Rightarrow Z_{mín.}$

condición 2d

$\underset{1}{s^2} \quad \underset{2}{s^2p^6} \quad \underset{3}{s^2p^6} \quad \underset{4}{s^2d^{10}p^6} \quad \underset{5}{s^2d^1p}$

$Z_{mín.} = 39$

En (β): $A_{mín.} = 78$

$A_{máx.} \Rightarrow Z_{máx.}$

condición 2d

$\underline{s^2} \quad \underline{s^2p^6} \quad \underline{s^2p^6} \quad \underline{s^2d^{10}p^6} \quad \underline{s^2d^{10}p^6} \quad \underline{s^2f^{14}dp}$

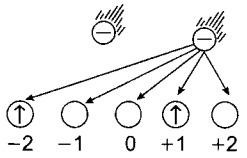
$Z_{máx.} = 70$

en (β) $A_{máx.} = 140$

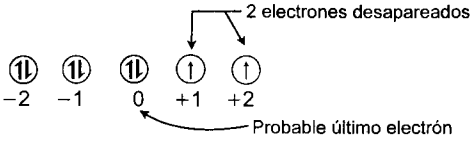
Suma = 78 + 140 = 218

18. Hallar los 4 números para el último electrón de un átomo que posee 2 electrones desapareados en el subnivel 5d.

Resolución:



I) 5d: $n = 5;\ \ell = 2;\ m = 0; \pm 1, 2 \wedge s = \pm 1/2$



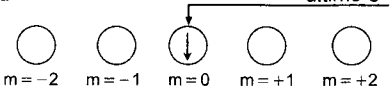
II) 5d: $n = 5;\ \ell = 2;\ m = -1 \wedge s = -1/2$

19. El último electrón de la configuración de un átomo tiene los siguientes números cuánticos: $n = 4;\ \ell = 2;\ m = 0$ y $s = -1/2$. Hallar cuántas partículas positivas tiene dicho átomo.

Resolución:

$n = 4;\quad \ell = 2 \quad m = 0 \quad s = -1/2$

d



Termina: 4d

Eso indica que los otros orbitales han debido de estar llenos.

La distribución electrónica:

$$\frac{s^2}{1}\ \frac{s^2p^6}{2}\ \frac{s^2p^6}{3}\ \frac{s^2 3d^{10}p^6}{4}\ \frac{s^2 4d^8}{5}$$

$Z = 46$

Partículas positivas: protones $p^+ = 46$

20. ¿Qué valor del cuántico "n" es el que permite solamente orbitales tipos "s", "p" y "d"?

Resolución:

Nivel	Subnivel permitido			
1	s			
2	s	p		
3	s	p	d	
4	s	p	d	f

Rpta. s, p y d ⇒ n = 3

Si n = 1 ⇒ 1 subnivel

Si n = 2 ⇒ 2 subnivel

⋮

∴ Si n = n ⇒ n subnivel

21. En el ión E^{2+} los números cuánticos del penúltimo electrón son: $n = 4;\ \ell = 1;\ m = 0;\ s = -1/2$. Determinar el número de masa del elemento si contiene 42 neutrones.

Resolución:

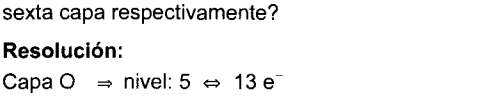
Penúltimo e^-

$_zE^{2+}$ $n = 4$ $\ell = 1$ $m = 0$ $s = -1/2$

↓

n.° 42 p

$A = n + Z$ ...(α)



$_zE^{2+}$: 4p

E^{2+}: $4p^6$

CE: $\frac{s^2}{1}\ \frac{s^2p^6}{2}\ \frac{s^2p^6}{3}\ \frac{s^2d^{10}p^6}{4}$

$_zE^{2+} \longrightarrow 36\ e^- \longrightarrow {}_zE^0 \Rightarrow 38$: $Z = p^+ = 38$

$Z - 36 = +2 \Rightarrow Z = 38$

En (α): $A = 42 + 38 \Rightarrow A = 80$

22. Si un átomo presenta 13 electrones en la capa O, ¿cuántos electrones presentará en su tercera y sexta capa respectivamente?

Resolución:

Capa O ⇒ nivel: 5 ⇔ 13 e^-

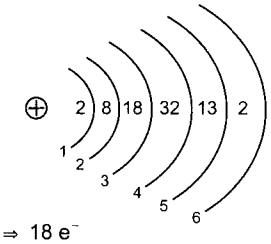
$e^- \begin{cases} n = 3 \\ n = 6 \end{cases}$

condición problema

$$\frac{s}{1}\ \frac{sp}{2}\ \frac{sp}{3}\ \frac{sdp}{4}\ \underbrace{\frac{s^2 4dp^6}{5}}\ \frac{sf5d^5p}{6}$$

Completando:

$$\frac{s^2}{1}\ \frac{s^2p^6}{2}\ \frac{s^2p^6}{3}\ \frac{s^2 3d^{10}p^6}{4}\ \frac{s^2 4d^{10}p^6}{5}\ \frac{s^2 4f^{14}5p^5}{6}$$



∴ $n = 3 \Rightarrow 18\ e^-$

$n = 6 \Rightarrow 2\ e^-$

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Indicar cuál de los siguientes enunciados es falso.

I. La configuración electrónica del níquel (Z = 28) es: $[Ar]4s^2 3d^8$.

II. En la configuración electrónica del cobre (Z = 39) el orbital 3d está ocupado por 9 e^-.

III. El sodio (Z = 11) posee en su última capa 1 e^-.

Resolución:

En relación a las afirmaciones:

I. **Correcto**

Configuración electrónica del níquel (Z = 28)

n.° e^- = 28

CE : $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{Ar} 4s^2 3d^8$

CE: $[Ar]4s^2 3d^8$

II. **Incorrecto**

Configuración electrónica del cobre (Z = 29):

n.° e^- = 29

CE: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^1 3d^{10}}$

excepción $ns^1 (n-1) d^{10}$

El subnivel "d" tiene 10 e^-.

III. **Correcto**

Configuración electrónica del sodio (Z = 11):

n.° e^- = 11

CE: $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^1}$

último nivel (1 e)

∴ Solo II es el incorrecto.

2. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta?

I. $\underset{np}{\uparrow\uparrow\downarrow}$ aquí se viola el principio de la máxima multiplicidad.

II. $\underset{ns}{\uparrow\uparrow}$ aquí se viola el principio de exclusión de Pauli.

III. La siguiente configuración $1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$, viola el principio de exclusión de Pauli.

IV. La configuración electrónica de la plata (Z = 47) es $[Kr]5s^1 + 4d^{10}$

V. Dos especies químicas con igual número de electrones no necesariamente tienen la misma configuración.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Correcto**

La distribución correcta para 3 electrones en un subnivel "p" es: $\underbrace{\uparrow\uparrow\uparrow}_{np}$

II. **Correcto**

La notación siguiente: $\underset{ns}{\uparrow\uparrow}$

Viola el principio de exclusión de Pauli, ya que ambos electrones poseen sus 4 números cuánticos iguales.

III. **Incorrecto**

La configuración indicada: $1s^2\ 2s^2\ 2p^1\ 3s^1$

No cumple con el principio de energía relativa de Aufbau.

IV. **Correcto**

Configuración electrónica de la plata (z = 47)

CE: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

$\underbrace{4p^6}_{Kr}\ \underbrace{5s^1 4d^{10}}_{\text{excepción}}$

$ns^1(n-1)d^{10}$ CE: $[Kr]\ 5s^1 4d^{10}$

V. **Correcto**

Dos átomos pueden tener igual cantidad de electrones.

3. Indicar cuántas proposiciones correctas.

I. Un orbital $2p_x$ es de menor volumen que un orbital $2p_z$.

II. Todos los orbitales "s" tienen forma esférica.

III. En un orbital los electrones no pueden tener sus cuatro números cuánticos iguales.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Incorrecto**

Los orbitales: $2p_x$ y $2p_z$ presentan el mismo valor de "n" (n = 2), por lo que su tamaño y volumen es el mismo.

II. **Correcto**

Forma geométrica los orbitales:

$\ell = 0$ (s)	Esférico
$\ell = 1$ (p)	Dilobular
$\ell = 2$ (d)	Tetralobular
$\ell = 3$ (f)	Complejo

Todos los orbitales "s" son esféricos, aunque varíe su volumen.

III. **Correcto**

En un orbital los 2 electrones poseen los 3 primeros números cuánticos iguales, pero difieren en el spín:

$m_s = +1/2\ \uparrow\downarrow\ m_s = -1/2$

∴ Son correctos II y III.

4. Identificar los orbitales degenerados.

I. 3s y 3p II. $3d_{xy}$ y $4d_{xy}$ III. $3p_x$ y $5p_y$
IV. $4d_{xy}$ y $4d_{x^2-y^2}$ V. $4f_{xyz}$ y 7s

Resolución:

Se denominan orbitales degenerados a aquellos que se encuentran en un mismo subnivel energético, es decir, deben poseer iguales "n" y ℓ; por esta razón todos presentan la misma energía relativa $(n + \ell)$.

Son degenerados: $\underbrace{4d_{xy} \text{ y } 4d_{x^2-y^2}}$
$n = 4,\ \ell = 2$
E_R: $n + \ell = 6$ ∴ IV

5. Identificar la especie que tiene 3 electrones desapareados.

I. $_{11}Na$ II. $_{26}Fe^{2+}$ III. $_{29}Cu^{1+}$ IV. $_{23}V^{2+}$ V. $_{22}Ti$

Resolución:

Desarrollamos las configuraciones y tenemos:

I. $_{11}Na$
CE: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^1}$
↑

II. $_{26}Fe^{+2}$
CE: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^0\ \underline{3d^6}$
↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑

III. $_{29}Cu^{+1}$
CE: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^0\ 3d^{10}$

IV. $_{23}V^{+2}$
CE: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^0\ \underline{3d^3}$
↑ ↑ ↑ _ _

V. $_{22}Ti$
CE: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ \underline{3d^2}$
↑ ↑ _ _ _

Presenta 3 electrones desapareados: V^{+2}
∴ IV

6. Indicar el tipo de orbital que describen los números cuánticos n = 5 y $\ell = 2$.

Resolución:

De acuerdo con los valores permitidos de los números cuánticos:

n: 1; 2; 3; ... ∞	
$\ell = 0;\ 1;\ 2;\ 3;$ ... $(n-1)$ (s) (p) (d) (f)	$n > \ell$
$m_\ell = -\ell_1 ...; 0;$ ... $+\ell$	
m_s: +1/2, −1/2	

El subnivel designado con: n = 5 y = 2
∴ 5d.

7. Respecto a los números cuánticos, marcar lo incorrecto.

I. El principal (n) nos indica el nivel principal de energía y el tamaño del orbital.
II. El magnético ($m\ell$) nos indica el número de orbitales en un subnivel y el número de orientaciones espaciales de orbitales.
III. El secundario (ℓ) nos indica el subnivel de energía del electrón y la forma de orbital.
IV. El spín (m_s) nos indica el sentido de giro de e^-, alrededor del núcleo.
V. El número máximo de electrones en un subnivel ℓ viene dado por $4\ell + 2$.

Resolución:

Características de los números cuánticos:

Principal (n)	Nivel ($2n^2$ electrones), tamaño del orbital.
Secundario (ℓ)	Subnivel ($4\ell + 2$ electrones), forma del orbital.

Magnético (m_ℓ)	Orbital ($2e^-$) y orientación espacial

El número cuántico del spín (m_s), nos indica el sentido de giro del electrón sobre su eje:

∴ IV es incorrecto.

8. Identificar los cuatro números que caracterizan al electrón desapareado del Cl (Z = 17)

Resolución:

Para el átomo del cloro (Z = 17), su configuración electrónica es:

n.° e^- = 17 .

CE: $1s^2 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

$\overline{\uparrow\downarrow\ \uparrow\downarrow\ \uparrow}$
−1 0 +1

∴ Su electrón desapareado (↑) presenta los números cuánticos:

n = 3: nivel

$\ell = 1$: subnivel

$m\ell = +1$: orbital

ms = +1/2: sentido de giro.

9. ¿Cuál es el concepto de orbital?

I. Es la región espacial de más baja probabilidad de encontrar al electrón.
II. Es la trayectoria circular de 2 o más electrones.
III. Es el nivel energético, que puede ser K, L, M, ... Q.
IV. Es cualquier región en el átomo.
V. Es la región espacial de más alta probabilidad de encontrar un máximo de 2 e^-.

Resolución:

Concepto de orbital:

Denominado también como reempe, es la región energética espacial de máxima probabilidad de encontrar al electrón.

Es una nube electrónica con 3 propiedades:

- Tamaño (n).
- Forma geométrica (ℓ)
- Orientación espacial ($m\ell$)

Presenta como máximo dos electrones.

10. ¿Qué afirmaciones, respecto a la función de onda que desempeñan los números cuánticos "n" y ℓ, en un orbital, son correctas?

I. n: determina la forma de un orbital.

II. ℓ: define el tamaño de un orbital.

III. n: determina el tamaño de un orbital.

IV. ℓ: define la forma de un orbital.

Resolución:

Los números cuánticos "m" y ℓ determinan:
n: nivel energético, nos da una idea del tamaño y volumen del orbital atómico.

ℓ: subnivel energético, nos da una idea de la forma geométrica del orbital, de acuerdo:

$\ell = 0$ (s): esférico.

$\ell = 1$ (p): dilobular.

$\ell = 2$ (d): tetralobular.

$\ell = 3$ (f): complejo.

$\therefore$ Son correctos III y IV.

11. ¿Cuáles de las siguientes especies son isoelectrónicas entre sí?

I. $_{23}V^{2-}$ II. $_{24}Cr^{3+}$ III. $_{21}Sc$

Resolución:

Para que un grupo de átomos y/o iones sean isoelectrónicos, deben poseer:

- Igual configuración electrónica.
- Igual n.° e^-.

Para las especies:

I. $_{23}V^{2+}$(perdió 2 e^-)

CE: $\underbrace{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6}_{Ar}\ 4s^0\ 3d^3$

CE: $[Ar]\ 4s^0\ 3d^3$

II. $_{24}C^{3+}$ (perdió 3 e^-)

CE: $\underbrace{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6}_{Ar}\ 4s^0\ 3d^3$

CE: $[Ar]\ 4s^0 3d^3$

III. $_{21}Sc$

CE: $\underbrace{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6}_{Ar}\ 4s^2\ 3d^1$

CE: $[Ar]\ 4s^2\ 3d^1$

$\therefore$ Son isoelectrónicos I y II.

12. Identificar la especie que presenta mayor paramagnetismo.

I) $_{37}Rb$ II) $_{22}Ti$ III) $_{37}Rb^{1+}$

V) $_{22}Ti^{2+}$ V) $_{23}V$

Resolución:

Configuraciones electrónicas:

I) $_{37}Rb$ CE: $[Kr]\ \underline{5s^1}$ ↑

II) $_{22}Ti$ CE: $[Ar]\ 4s^2\ \underline{3d^2}$ ↑↑ _ _ _

III) $_{37}Rb^+$ CE: [Kr]

IV) $_{22}Ti^{2+}$ CE: $[Ar]\ 4s^0\ \underline{3d^2}$ ↑↑ _ _ _

V) $_{23}V$ CE: $[Ar]\ 4s^2\ \underline{3d^3}$ ↑↑↑ _ _

Se observa que el átomo de vanadio ($_{23}V$) presenta mayor cantidad de electrones desapareados, es más paramagnético.

13. ¿Cuáles de las siguientes configuraciones son correctas?

I. $_{23}V^{2+}$: $[Ar]\ 4s^2\ 3d^V$

II. $_{29}Cu^{2+}$: $[Ar]\ 3d^9$

III. $_{29}Ca^{2+}$: [Ar]

Resolución:

Para las configuraciones:

I. **Incorrecto**

$_{23}V^{2+}$ (perdió 2 e^-)

CE: $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{Ar}\ 4s^0 3d^2$

CE: $[Ar] 4s^0 3d^2$

II. **Correcto**

$_{29}Cu^{2+}$ (perdió 2 e^-)

CE: $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{Ar}\ 4s^0 3d^9$

CE: $[Ar]\ 4s^0 3d^9$

III. **Correcto**

$_{20}Ca^{2+}$ (perdió 2 e^-)

CE: $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{Ar}\ 4s^0$

CE: $[Ar]\ 4s^0 \approx [Ar]$

$\therefore$ Son correctos II y III.

14. Indicar la configuración electrónica incorrecta:

I) $_{47}Ag$: $[Kr]\ 5s^1 4d^{10}$

II) $_{79}Au$: $[Xe]\ 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$

III) $_{24}Cr$: $[Ar]\ 4s^1 3d^5$

IV) $_{42}Mo$: $[Xe]\ 5s^1 4d^5$

V) $_{46}Pd$: $[Kr]\ 5s^0 4d^{10}$

Resolución:

De acuerdo al desarrollo de la regla de sarrus:

CE: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

$_{10}Ne$ $_{18}Ar$ $_{36}Kr$

$5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

$_{54}Xe$ $_{86}Rn$

$7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$.

Para los átomos del problema:

I. $_{47}Ag$ CE: [Kr] $5s^1 4d^{10}$

II. $_{79}Au$ CE: [Xe] $6s^1 4f^{14} 5d^{10}$

III. $_{24}Cr$ CE: [Ar] $4s^1 3d^5$

IV. $_{42}Mo$ CE: [Kr] $5s^1 4d^5$

V. $_{46}Pd$ CE: [Kr] $5s^0 4d^{10}$

Diamagnético

Se observa en el problema que es incorrecto la configuración IV.

15. Identificar los cuatro números cuánticos que caracterizan al electrón desapareado de Ag (Z = 47).

I. 3; 2; 0; +1/2 II. 3; 2; 0; −1/2

III. 3; 2; −2; +1/2 IV. 3; 2; −1; −1/2

V. 5; 0; 0; +1/2

Resolución:

Configuración electrónica de la plata: 47 Ag

CE: (Kr) $5s^1 4d^{10}$

Excepción
$ns^1(n-1)d^{10}$

Su electrón desapareado se encuentra en: $5\underline{s}^1$

$m_\ell = 0$

∴ Sus números cuánticos son: 5; 0; 0; +1/2

16. En un átomo neutro hay 8 protones y 10 neutrones. ¿Cuántas partículas fundamentales posee?

Resolución:

partículas fundamentales = 8 + 10 + 8

∴ El total de partículas fundamentales es igual a 26.

17. Se tiene un elemento que posee 2 isótopos: ^{15}E y ^{18}E; si su masa atómica promedio es 15,3 UMA. Hallar el porcentaje de abundancia del más pesado. PA (E = 15,3)

Resolución:

Sabemos que: $\dfrac{A_1\%_1 + A_2\%_2}{100}$

Reemplazamos: $15{,}3 = \dfrac{15(100 - x) + 18x}{100}$

$1530 = 1500 - 15x + 18x \Rightarrow 30 = 3x$

∴ x = 10%

18. Un átomo neutro presenta 13 e^- en su tercera capa. ¿En qué subnivel termina su configuración electrónica?

Resolución:

La configuración electrónica será:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

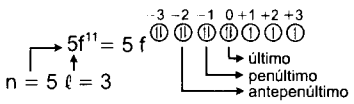
$\underbrace{2+6}\ +\ \underbrace{5} = 13\ e^-$

∴ Termina en $3d^5$

19. ¿Cuál es la suma de los 4 números cuánticos del antepenúltimo e^- del subnivel $5f^{11}$?

Resolución:

El subnivel "f" tiene 7 orbitales y ahí distribuimos los 11 e^- por la regla de Hund.



Observando el antepenúltimo e^-:

$n = 5;\ \ell = 3;\ m_\ell = -2;\ m_s = -\dfrac{1}{2}$

Suma = $5 + 3 - 2 - \dfrac{1}{2} = 5{,}5$

20. Si los números cuánticos del último electrón de un átomo es (2; 1; −1; −1/2). Hallar su número de masa si los neutrones son 2 más que los protones.

Resolución:

Ahora hacemos la configuración electrónica

n.° e^- = 8

Luego: Z = $8p^+$

n = 8 + 2 = 10n

A = n + Z = 10 + 8 ∴ A = 18

21. Un átomo posee un número másico que es el doble de su número atómico. Determine los 4 probables números cuánticos del último electrón de la configuración electrónica, si es que posee neutrones.

Resolución:

Datos:

A = 2Z n.° = 11

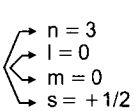
Se sabe: A = Z + N

2Z = Z + 11 ⇒ Z = 11 = n.° p^+

Como no indican la carga se sobreentiende que es neutro:

n.° p^+ = n.° e^- ⇒ $1s^2 2s^2 2p^6 \underbrace{3s^1}$

último electrón



∴ (3; 0; 0; +1/2)

22. Un átomo presenta 7 electrones en subniveles "s". Hallar el número atómico.

Resolución:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

n.° $e^- = 19$ $\therefore Z = 19$

23. Hallar el mínimo valor del número atómico de un átomo, cuya configuración electrónica presenta una energía relativa de 5.

Resolución:

ER = n + ℓ = 5

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \underbrace{3d}_{(3+2)} \underbrace{4p}_{(4+1)} \underbrace{5s}_{(5+0)}$

ℓ = 0 → s
ℓ = 1 → p
ℓ = 2 → d
n.° $e^- = 21$
Z = 21

24. ¿Cuál es el máximo valor de Z de un átomo, si contiene 3 niveles completamente llenos?

Resolución:

1	2	3	4	5	6	7
K	L	M	N	O	P	Q
2	8	18	32	32	18	8

$1s^{\textcircled{2}} 2s^2 2p^6 3s^{\textcircled{2}} 3p^6 4s^2 3d^{\textcircled{10}} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{13}$

n.° $e^- = 69$ (neutro) $\therefore Z = 69$

25. Un átomo tiene 12 protones, 14 electrones y 16 neutrones. Determine su configuración electrónica.

Resolución:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

n.° $e^- = 14$

26. ¿Cuántos electrones tiene en la última capa el cloro (Z = 17) y el aluminio (Z = 13)?

Resolución:

$_{17}Cl\ 1s^2 2s^2 2p^6 \overbrace{3s^2 3p^5}$ ⇒ en el último nivel $7e^-$

$_{13}Al\ 1s^2 2s^2 2p^6 \overbrace{3s^2 3p^1}$ ⇒ en el último nivel $3e^-$

27. ¿Cuál es el número de protones de un átomo que posee 5 electrones en su cuarto nivel?

Resolución:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

n.° $e^- = 33$ $\therefore Z = 33$

28. Un átomo presenta la siguiente configuración electrónica:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$$

y con número de masa 26.

Indicar lo correcto:

A) El átomo tiene 26 protones.
B) El número de protones es igual al de neutrones.
C) Presenta 1 e^- en el último nivel.
D) Presenta 3 e^- de valencia.
E) B y D son correctas.

Resolución:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \longrightarrow 3\ e^-$ en el útimo nivel
Z = 13
n = A − Z ⇒ 26 − 13 = 13
La alternativa correcta es: E

29. Un átomo tiene 10 protones y está neutro, su configuración electrónica termina en el subnivel:

Resolución:

$1s^2 2s^2 2p^6$ $\therefore$ 2p

30. Un átomo posee en su tercera capa 15 electrones. ¿Cuántos orbitales están llenos y semillenos?

Resolución:

$1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2}\ \underline{3p^6} 4s^2 \underline{3d^7}$

$3d^7$ $\underline{\uparrow\downarrow}$ $\underline{\uparrow\downarrow}$ $\underline{\uparrow}$ $\underline{\uparrow}$ $\underline{\uparrow}$

N.° llenos: $\frac{20}{2} + 2 = 12$ ∧ N.° semillenos: 3

$\therefore$ 12 y 3

31. Un átomo de carga −2 tiene 6 e^- en la cuarta capa. Hallar su número atómico.

Resolución:

$_Z^A E^{-2}$

n.° $e^- = 6$; en la cuarta capa

Sabemos: n.° e^- = Z + carga ...(1)

CE: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

6 e^- en la cuarta

n.° $e^-_{(anión)} = 34$

Reemplazamos en (1): 34 = Z + 2 ⇒ Z = 32

$\therefore$ Z = 32

32. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es la correcta? Los números cuánticos "n" y ℓ determinan respectivamente:

A) Los niveles de energía del electrón.
B) La energía del electrón que ocupa el orbital y la forma del orbital.
C) La forma de la carga electrónica en un subnivel de energía.
D) Los movimientos y energía del electrón en un instante dado.
E) El volumen de la región en la cual se mueven los electrones.

Resolución:

El número cuántico principal "n" nos indica el nivel de energía donde se mueve el electrón; dándonos una idea de que tan alejado del núcleo se encuentra. El átomo cuántico secundario ℓ, nos da una idea de la forma del orbital donde se encuentra el electrón.

33. ¿Cuál de las siguientes combinaciones no presenta un orbital permitido?

	n	ℓ	m_ℓ	m_s
I.	3	0	1	−1/2
II.	2	2	0	+1/2
III.	4	3	−4	−1/2
IV.	5	2	2	+3/2
V.	2	2	−2	−1/2

Resolución:

$n = 1; 2; 3; 4; 5; 6; 7; ...$

$\ell = 0; 1; 2; 3; ...; (n - 1)$

$m_\ell = -1; ...; 0; ...; +1$

$m_s = +1/2; -1/2$

Analizando:

	n	ℓ	m_ℓ	m_s
I.	3	0	①	−1/2
II.	2	②	0	+1/2
III.	4	3	(−4)	−1/2
IV.	5	2	2	(+3/2)
V.	2	②	−2	−1/2

∴ I; II; III; IV; V

34. La cantidad de orbitales en un subnivel es determinado por el número de valores que puede tener:

A) n B) ℓ C) m_ℓ
D) m_s E) Ninguna

Resolución:

El número de orbitales en un subnivel es: $2\ell + 1$

Esto se determina por la cantidad de valores que puede tomar el número cuántico magnético (m_ℓ).

35. Un átomo isóbaro con el ^{54}Fe posee masa atómica y número de protones que son el doble y la mitad de los correspondientes número atómico y número de masa de un ion tripositivo. Los neutrones de ambos átomos suman 53. ¿Cuál es el número de masa del ion y cuántos orbitales apareados posee?

Resolución:

De los datos: $^{54}_{Z}X_n \overset{\text{Isóbaros}}{\curvearrowright} {}^{54}Fe \longrightarrow {}^{(27)}_{(27)}Y^{+3}_{n}$

Como: n.° n_x + n.° n_y = 53

$(54 - Z) + (2Z - 27) = 53 \Rightarrow Z + 27 = 53$

$\Rightarrow Z = 26$

Entonces: $A_y = 2Z = 2(26) \Rightarrow A_y = 52$

Además, para el ion:

$^{27}Y^{+3}$: 24 e

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d

Número de orbitales apareados = 10

36. ¿Cuáles de las configuraciones electrónicas son correctas?

I. $_{26}Fe$: $[Ar]4s^2 3d^6$

II. $_{24}Cr$: $[Ar]4s^2 3d^4$

III. $_{29}Cu$: $[Ar]4s^1 3d^{10}$

Resolución:

I. **Correcto**

$_{26}Fe$: $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{[Ar]} \underbrace{4s^2 3d^6}_{4s^2 3d^6}$

II. **Incorrecto**

Configuración correcta: excepción

$_{24}Cr$: $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{[Ar]} 4s^1 3d^5$

III. **Correcto**

Excepción:

$_{29}Cu$: $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{[Ar]} 4s^1 3d^{10}$

37. ¿Cuáles de las siguientes configuraciones son incorrectas?

I. $_{29}Cu^{+1}$: $[Ar]3d^{10}$

II. $_{26}Fe^{+3}$: $[Ar]4s^1 3d^7$

III. $_{21}Sc^{+1}$: $[Ar]4s^2$

Resolución:

I. **Correcto**

Neutro: $_{29}Cu$: $[Ar]4s^1 3d^{10}$

Cu^+: $[Ar]3d^{10}$: perdió 1 e^- de n = 4

II. **Incorrecto**

Neutro: $_{26}Fe$ $[Ar]4s^2 3d^6$

Fe^{+3} $[Ar]$ $4s^0 3d^5$:

perdió 2 e^- de n = 4; 1e^- de n = 3

III. **Incorrecto**

Neutro: $_{21}Sc$ $[Ar]4s^2 3d^1$

Sc^{+1} $[Ar]4s^1 3d^1$: perdió 1 e^- de n = 4

38. ¿Cuál de las configuraciones es la correcta?

I. $_{46}Pd^{+4}$: $[Kr]4d^6$

II. $_{22}Ti^{+3}$: $[Ar]4s^1$

III. $_{48}Cd^{+2}$: $[Kr]5s^0 4d^{10}$

Resolución:

I. **Correcto**

Neutro: $_{46}Pd$: $[Kr]5s^0 4d^{10}$

Pd^{+4}: $[Kr]4d^6$

II. **Incorrecto**

Neutro: $_{22}Ti$: $[Ar]4s^2 3d^2$

Ti^{+3}: $[Ar]4s^0 3d^1$

III. **Correcto**

Neutro: $_{48}Cd$: $[Kr]5s^2 4d^{10}$

Cd^{+2}: $[Kr]5s^0 4d^{10}$

39. ¿Cuáles de las siguientes especies químicas no cumplen la regla de la configuración electrónica?

I. $_{47}Ag$ II. $_{42}Mo$ III. $_{28}Ni$

Resolución:

De los átomos dados; son excepciones Aufbau.

I. $_{47}Ag$: $[Kr]5s^1 4d^{10}$
Excepción: $ns^1(n-1)d^{10}$

II. $_{42}Mo$: $[Kr]5s^1 4d^5$
Excepción: $ns^1(n-1)d^5$

III. $_{28}Ni$: $[Ar]4s^2 3d^8$
No es excepción.

∴ I y II.

40. Indique con verdadero (V) o falso (F) las relaciones siguientes:

I. $^{16}_{8}O$ y $^{17}_{8}O$: isótopos

II. $_{13}Al^{+3}$ y $_{10}Ne$: isoelectrónicos

III. $_{23}V^{+2}$ y $_{21}Sc$: isoelectrónicos

Resolución:

I. **Verdadero**
Las especies: $^{16}_{8}O$ y $^{17}_{8}O$ son isótopos, debido a que poseen igual Z y son del mismo elemento.

II. **Verdadero**
Son isoelectrónicos
$_{13}Al^{+3}$: $1s^2 2s^2 2p^6$
$_{10}Ne$: $1s^2 2s^2 2p^6$
Ya que poseen igual n.° e^- y la misma configuración.

III. **Falso**
No son isoelectrónicos:
$_{23}V^{+2}$: $[Ar]\ 4s^0 3d^3$
$_{21}Sc$: $[Ar]4s^2 3d^1$
Poseen igual n.° e^-, pero no la misma configuración.

∴ VVF

41. ¿Cuáles de las especies químicas dadas son paramagnéticas?

I. $_{26}Fe^{+3}$ II. $_{18}Ar$ III. $_{7}N$

Resolución:

Una especie química es paramagnética, si en su configuración posee por lo menos 1 e^- desapareado.

I. $_{26}Fe^{+3}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$
$\overbrace{\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow}$
(paramagnético)

II. $_{18}Ar$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Todos sus orbitales llenos (diamagnético).

III. $_{7}N$: $1s^2 2s^2 2p^3$
$\overbrace{\uparrow\uparrow\uparrow}$
Posee 3 e^- desapareados (paramagnético)

∴ I y III.

42. Indique si es verdadero (V) o falso (F) las proposiciones siguientes:

I. La notación de Lewis del $_{11}Na$ es: $\overset{\times}{Na}$

II. La notación de Lewis es un tipo de notación química en la que se destacan los electrones de valencia de un determinado elemento químico.

III. Son ejemplos de notación de Lewis:

$$_{\times}Li;\ Be^{\times}_{\times};\ {}^{\times}_{\times}\overset{\times\ \times}{Ne}{}^{\times}_{\times}$$

Resolución:

I. **Verdadero**
Para el átomo de sodio (Z = 11)
$_{11}Na$: $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^1}$
1 e de valencia
Notación Lewis: $\dot{Na}$

II. **Verdadero**
La notación Lewis destaca los electrones de valencia, para los elementos representativos (grupos A), coincide con el número de grupo.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
$\dot{X}$	$\dot{\underset{\cdot}{X}}$	$\dot{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{X}}}$	$\dot{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{X}}}}$	$\dot{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{X}}}}}$	$\dot{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{X}}}}}}$	$\dot{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{X}}}}}}}$	$\dot{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{X}}}}}}}}$

III. **Verdadero**
Notaciones Lewis:
Li (IA) $\longrightarrow \dot{Li}$
Be (IIA) $\longrightarrow \dot{\underset{\cdot}{Be}}$
Ne (VIIIA) $\longrightarrow :\ddot{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{Ne}}}:$

∴ VVV

43. Usando la configuración electrónica abreviada, ¿cuál de las siguientes es incorrecta?

I. $_{20}Ca$: $[Ne]4s^2$

II. $_{30}Zn$: $[Ar]4s^2 3d^{10}$

III. $_{35}Br$: $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$

Resolución:

I. **Incorrecto**
Para el átomo de calcio (Z = 20)
$_{20}Ca$: $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{[Ar]} 4s^2$

II. **Correcto**
Para el átomo del zinc (Z = 30)
$_{30}Zn$: $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{[Ar]} 4s^2 3d^{10}$

III. **Correcto**
Para el átomo del bromo (Z = 35)
$_{35}Br$: $\underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5}_{[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5}$

44. Responda verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. En un nivel de energía existen n^2 orbitales.
II. En un subnivel de energía existen como máximo $(4\ell + 2)$ electrones.
III. A todos los orbitales que poseen el mismo valor de energía relativa (Er) se les llama orbitales degenerados.

Resolución:
I. **Verdadero**
En un nivel energético "n":
n.° e^- max = $2n^2$; n.° orbitales = n^2
II. **Verdadero**
En un subnivel energético ℓ
n.° e^- max = $2(2\ell + 1) = 4\ell + 2$,
n.° orbitales = $2\ell + 1$
III. **Falso**
Se denominan orbitales degenerados a aquellos que se encuentran en un mismo subnivel, poseen igual energía relativa (ER).
∴ VVF

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

¿Cuáles de las siguientes especies químicas son paramagnéticas?

I. $_{40}Zr^{4+}$ II. $_{37}Rb$ III. $_{32}Ge^{4+}$

A) I y III B) II y III C) Solo I
D) Solo II E) Solo III

Resolución:

Las sustancias paramagnéticas son aquellas que son atraídas débilmente por un campo magnético. Las sustancias diamagnéticas son repelidas débilmente por el campo magnético.

Las sustancias paramagnéticas poseen al menos un electrón desapareado.

Las sustancias diamagnéticas poseen todos sus orbitales atómicos saturados.

I. $_{40}Zr$: $[_{36}Kr]5s^2 4d^2 \longrightarrow {}_{40}Zr^{4+}$: $[_{36}Kr]$
(diamagnética)

II. $_{37}Rb$: $[_{36}Kr]5s^1$ (paramagnética)

III. $_{32}Ge$: $[_{18}Ar]4s^2 3d^{10} 4p^2 \longrightarrow {}_{32}Ge^{4-}$: $[_{18}Ar]3d^{10}$
(diamagnética)

Son paramagnéticas: solo II

Clave: D

PROBLEMA 2 (UNI 2011 - II)

Hallar la configuración electrónica del $_{58}Ce^{3+}$

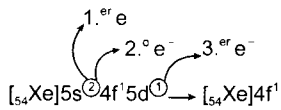
A) $[Xe]5s^2$ B) $[Xe]6s^1$ C) $[Xe]5d^1$
D) $[Xe]4f^1$ E) $[Xe]5p^1$

Resolución:

El $_{58}Ce$ es un elemento químico que presenta anomalía en su configuración electrónica y por ser transición interna, la distribución de sus electrones no varía de manera regular,

Átomo neutro $_{58}Ce$: $[_{54}Xe]5s^2 4f^1 5d^1$

Catión $_{58}Ce^{3+}$



Clave D

PROBLEMA 3 (UNI 2012 - I)

Respecto a los numero cuánticos (n, ℓ, m_ℓ, m_s) que identifican a un electrón en un átomo, indique cuales de las siguientes proposiciones son verdaderas.

I. El conjunto (2; 1; 1; +1/2) es inaceptable.
II. El conjunto (3; 0; 0; −1/2) describe un electrón con orbitales "p"..
III. El número total de orbitales posibles para n = 3 y ℓ = 2 es 5.

A) I y II B) II y III C) I y III
D) Solo II E) Solo III

Resolución:

I. Para el juego de números cuánticos
(2; 1; 1; +1/2) $\longrightarrow$ 2p $\overset{\uparrow}{-1}\ \overset{\uparrow}{0}\ (\overset{\frown}{\uparrow\ \ \uparrow})$ $\longrightarrow$ si es posible (F)
+1

II. Para el juego de números cuánticos
(3; 0; 0; −1/2) $\longrightarrow$ 3s$^{\uparrow\downarrow}$ $\longrightarrow$ orbital tipo "s" (F)

III. Para: n = 3; ℓ = 2
3d $\underset{-2}{\quad}\ \underset{-1}{\quad}\ \underset{0}{\quad}\ \underset{+1}{\quad}\ \underset{+2}{\quad}$ $\longrightarrow$ (5 orbitales) (V)

Clave: E

PROBLEMA 4 (UNI 2012 - II)

Realice la configuración electrónica de los siguientes iones y átomos $_{7}N$; $_{26}Fe^{3+}$; $_{18}Ar$ e indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

I. El nitrógeno y el argón presentan 5 y 8 electrones de valencia, respectivamente.

II. El Fe^{3+} presenta 5 electrones desapareados y el Ar presenta 6 electrones de valencia.

III. El nitrógeno presenta 3 electrones de valencia y el Fe^{3+} presenta 5 electrones desapareados.

A) VVV B) VFV C) VFF
D) VVF E) FFF

Resolución:

→ $_{7}N$: $1s^2 2s^2 2p^3$ ...5 e^- de valencia

→ $_{26}Fe^{+3}$: $[Ar]3d^5$

→ $_{18}Ar$: [Ar]

I. El nitrógeno; 5 e^- de valencia (V)
El argón; 8 e^- de valencia (V) } V

II. Fe^{+3}; 5 e^- desapareados (V)
Ar; 6 e de valencia (F) } F

III. El nitrógeno; 3 e^- de valencia (F)
El Fe^{+3}; 5 e^- desapareados (V) } F

Clave: C

PROBLEMA 5 (UNI 2013 - I)

Si el electrón de un átomo de hidrogeno posee el siguiente conjunto de números cuánticos: 2; 1; −1; + 1/2, señale la alternativa que presenta la secuencia correcta, después de determinar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

I. El electrón se encuentra en un orbital "s".

II. El electrón se halla en un orbital esférico.

III. El electrón está excitado.

A) FFF B) FFV C) FVF
D) FVV E) VVV

Resolución:

El estado de más baja energía para el electrón en el átomo de hidrógeno es el estado basal o fundamental, y corresponde al nivel (n = 1). Cualquier nivel diferente (n = 2; 3; 4;...) corresponde a un estado excitado para el electrón en el átomo de hidrógeno. Se presentan los números cuánticos:

(2; 1; −1; + 1/2)

n = 2 → Segundo nivel. Estado Excitado para el electrón del átomo de hidrógeno

ℓ = 0 1 2 3 4 ...
s p d f g
p → orbital "p": dilobular

Es (son) correctas: solo III

Clave: B

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. De las siguientes combinaciones de números cuánticos, indicar la que no es solución permitida de la ecuación de Schrödinger.

A) 3; 2; 0; +1/2 B) 7; 0; 0; −1/2
C) 4; 3; 3; +1/2 D) 2; 2; 2; −1/2
E) 5; 4; 3; −1/2

2. Identificar los cuatro números cuánticos del electrón desapareado del rubidio (Z = 37).

A) 4; 2; −2; +1/2 B) 5; 1; 0; +1/2
C) 3; 0; 0; −1/2 D) 5; 0; 0; +1/2
E) 3; 2; −1; −1/2

3. ¿Cuántas de las siguientes combinaciones de números cuánticos no son soluciones permitidas de la ecuación de Scrhödringer?

n	ℓ	$m_ℓ$	m_s
3	0	0	+1/2
2	1	1	0
6	5	−3	−1/2
3	2	−1	+1/4
−2	1	0	+1/2
2	2	−2	−1/2
7	4	−3	+1/2
3	1	−1	−1/2
4	0	−1	−1/2

A) 3 B) 4 C) 5 D) 6 E) 7

4. ¿Qué átomo presenta tres electrones desapareados?

A) $_{11}$Na B) $_{22}$Ti C) $_{23}$V D) $_{26}$Fe E) $_{86}$Ra

5. ¿Cuántos electrones están asociados como máximo al número cuántico principal "n"?

A) 2n + 1 B) n^2 C) $2n^2$ D) 2n E) n^2+1

6. Indicar qué representación cuántica es correcta:

A) 2; 2; 0; −1/2 B) 2; 1; −2; +1/2
C) 3; 0; −3; +1/2 D) 4; 2; 2; +1/2
E) 5; 2; −1; −1/4

7. ¿Cuál de las representaciones correspondería un electrón ubicado en el subnivel 5p?

A) 5; 0; 0; +1/2 B) 5; 1; 2; −1/2 C) 5; 2; 2; +1/2
D) 4; 2; 2; +1/2 E) 5; 11; −1; +1/2

8. Dada la configuración electrónica
$\underset{np}{\uparrow\uparrow\downarrow}$ Estamos en contra de:

A) Aufbau B) Hund C) Pauli
D) Heisenberg E) De Broglie

9. ¿Cuál de las proposiciones que a continuación se indican es incorrecta?

A) $\underset{np}{\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow}$ aquí se viola el principio exclusión de Pauli.
B) La configuración electrónica de todos los elementos están regidos por la regla del serrucho.
C) $1s^2 2s^1 2p^1$, aquí se viola el principio de aufbau.
D) El elemento cuya combinación de números cuánticos de sus dos electrones externos es: 3; 0; 0; ±1/2; tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

10. ¿Qué orbital no presenta significa físico?

A) 3s B) $4p_y$ C) $3f_z^3$ D) $5d_{xy}$ E) 7p

11. ¿Cuántos orbitales existen como máximo en un subnivel g (ℓ = 4)?

A) 1 B) 3 C) 5 D) 7 E) 9

12. ¿Cuáles serían los posibles números cuánticos que corresponden a un electrón perteneciente al subnivel 4d?

A) 4; 1; 0; −1/2 B) 4; 2; 2; +1/2
C) 4; 0; 0; +1/2 D) 4; 2; −3; −1/2
E) 4; 3; −2; −1/2

13. En un átomo de cobalto (Z = 27), en su estado basal, hallar el número total de niveles ocupados por uno o más electrones.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

14. Considere el átomo de cobalto del problema anterior. Hallar el número total de orbitales ocupados por uno o más electrones.

A) 15 B) 12 C) 9 D) 6 E) 7

15. En el estado basal de un átomo de $_{27}$Co hay _____ electrones no apareados y el átomo es _____.

A) 3 – paramagnético. B) 5 – paramagnético
C) 2 – diamagnético D) 0 – diamagnético
E) 3 – ferromagnético

16. De acuerdo a la mecánica cuántica, ¿cuántos de los siguientes subniveles son imposibles de existir?

*6f *2d *8s *5h *3f

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

17. La configuración electrónica del V^{2+} (Z = 23)

A) [Ar] $4s^2 3d^3$ B) [Ar] $4s^2 3d^1$ C) [Ar] $s^2 3d^5$
D) [Ar] $4s^0 d^3$ E) [Ar] $4s^0 3d^3$

18. El principio de exclusión de Pauli:

A) Establece que los electrones tienen un comportamiento ondulatorio.
B) Limita el número de electrones que pueden ocupar un orbital a dos.

C) Dice que todos los electrones en un orbital tienen el mismo juego de cuatro números cuánticos.
D) Establece que el número cuántico del spín debe tener valores de $-1/2$ o $+1/2$.
E) Señala que los electrones más cercanos al núcleo son más estables.

19. Hallar el número de electrones que presentan el estado cuántico (6; x; -2; y) donde "x" e "y" corresponden al número cuántico secundario y spín respectivamente.

A) 4 B) 6 C) 8 D) 10 E) 12

20. Hallar la configuración electrónico de un átomo que presenta 12 orbitales llenos. Dar como respuesta el número de electrones desapareados.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

21. Para un átomo con 4 niveles de energía, calcular la suma del máximo y mínimo valor de la expresión: $P = (n + \ell + m_\ell)^{2m_s}$

A) 17,5 B) 10,1 C) $0,91\sqrt{10}$
D) 14 E) $1,1\sqrt{10}$

22. ¿Cómo varía la energía de un electrón en un átomo multielectrónico cuando el número cuántico principal es constante?

A) Disminuye con el incremento de 1
B) Aumenta con el incremento de 1.
C) Disminuye sin el aumento de 1.
D) Aumenta sin el incremento de 1.
E) La energía queda invariable.

23. Determinar cuántas proposiciones son correctas.
- En el tercer nivel hay como máximo 18 electrones.
- En un orbital "d" hay como máximo 2 electrones.
- En subnivel "p" puede alojar un máximo de 6 electrones.
- Un subnivel "f" presenta 7 orbitales.

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

24. Determinar qué especie es diamagnética.

A) $_{20}Fe$ B) $_{26}Fe^{2+}$ C) $_{26}Fe^{3+}$
D) $_{30}Zn$ E) $_{11}Na$

25. ¿Qué combinación de números cuánticos no está asociado con los siguientes números atómicos?

	n	ℓ	m_ℓ	m_s
a) Z = 88	7	0	0	+1/2
b) Z = 24	3	0	0	−1/2
c) Z = 38	5	1	0	+1/2
d) Z = 35	3	2	2	−1/2
e) Z = 13	3	1	0	+1/2

26. ¿Cuántos electrones presentan el estado cuántico (4; 1; x; y) donde "x" e "y" representan los valores permitidos de los números cuánticos, magnético y spín respectivamente?

A) 32 B) 16 C) 10 D) 6 E) 2

27. Hallar el máximo valor de: $R = \left(\frac{n+\ell}{m_\ell}\right)m_s$

Para todo $m_\ell \neq 0$ y además donde el mayor valor de "n" puede ser 3.

A) 2 B) 1 C) $\sqrt{5}$ D) $\sqrt{7}$ E) $\sqrt{15}$

28. Señalar el posible juego de números cuánticos para un electrón ubicado en un subnivel de mayor energía del tercer nivel.

A) 3; 2; -3; $-1/2$ B) 3; 1; $+1$; $+1/2$
C) 4; 3; -2; $-1/2$ D) 3; 2; -1; $+1/2$
E) 4; 3; 0; $+1/2$

29. Acorde con la mecánica cuántica, ¿cuántos subniveles son imposibles de existir?

* 6g *5p *4f * 7h * 6i

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

30. Indicar lo incorrecto respecto a los números cuánticos:

A) El NC principal da la idea del tamaño que tiene un orbital atómico.
B) El NC secundario da la idea de la forma geométrica de un reempe.
C) El NC magnético determina la orientación del orbital.
D) Los NC se obtienen todos al resolver la educación de Schröndinger.
E) El NC spín indica el sentido de giro del electrón sobre su propio eje.

31. Responder V o F a las siguientes proposiciones:
- Los valores n, ℓ, m_1, corresponden a un subnivel energético.
- Para algunos casos, el número cuántico principal puede tener el mismo valor numérico que el número cuántico azimutal.
- El subnivel 4p está caracterizado por: $n = 4$ y $\ell = 0$.
- Un orbital "p" puede contener 6 electrones como máximo.

A) VVFF C) FFVF C) VFVF
D) FVFV E) FFFF

32. De los siguientes enunciados, señale lo correcto:
I. El concepto de orbital atómico fue propuesto como una consecuencia del principio de incertidumbre.
II. Un orbital es la región espacial donde existe la mayor probabilidad en encontrar un máximo de 2 electrones.
III. Según la ecuación de Schrödinger (1926), las características de un orbital están definidas por los números cuánticos n, ℓ, m_ℓ y m_s.

A) I y II B) II y III C) I y III D) I E) II

33. Los cuatro números cuánticos de octavo electrón del oxígeno Z = 8 son:

A) $n = 2, \ell = 1, m_\ell = 1, m_s = -1/2$
B) $n = 2, \ell = 1; m_\ell = 2, m_s = 1/2$
C) $n = 2, \ell = 1, m_\ell = 0, m_s = 1/2$
D) $n = 2, \ell = 2, m_\ell = 1, m_s = 1/2$
E) $n = 2, \ell = 0, m_\ell = 0, m_s = 1/2$

34. El átomo del cloro, en su última órbita giran: (n.° atómico 17).

A) 5 electrones B) 7 electrones
C) 6 electrones D) 4 electrones
E) 8 electrones

35. Dadas las siguientes proposiciones:

I. Pauli estableció que, en un mismo átomo, dos o más electrones no pueden tener los 4 números cuánticos iguales.
II. El cuarto nivel de energía tiene como máximo 16 orbitales.
III. El número cuántico m_ℓ determina la forma del orbital.

Indicar verdadero (V) o falso (F).

A) VFV B) FFF C) FVV D) VVF E) VVV

36. ¿Cuántos electrones no apareados habrá en un ión X^{2+} con Z = 14?

A) 3 B) 1 C) 0 D) 2 E) 4

37. La molécula del flúor está formada por dos átomos, los que están unidos por un enlace covalente. ¿Cuántos electrones tendrán cada átomo de la molécula del flúor en su órbita de valencia?

A) 8 y 8 B) 8 y 6 C) 7 y 6 D) 6 y 6 E) 7 y 7

38. Dar el número de electrónes que se encuentran en el tercer nivel (n = 3), para un elemento que tiene 25 electrones.

A) 13 B) 11 C) 9 D) 15 E) 17

39. El elemento cromo (Z = 24) tiene electrones no apareados en números de:

A) 2 B) 4 C) 6 D) 5 E) 1

40. ¿Cuál de las siguientes estructuras electrónicas es inexistente?

A) $1s^2 2s^2 2p^4$ B) $1s^2 2s^2 2p^1$ C) $1s^2 2s^2 2d^1$
D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ E) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

41. Con respecto a la teoría atómica moderna, indique si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

I. De Broglie planteó la naturaleza dual para la partícula.
II. Heisenberg introduce el concepto de probabilidades para el movimiento de partículas muy pequeñas.
III. Schrödinger desarrolla una ecuación matemática que describe la energía relacionada a la posición y movimiento electrónico.

A) FFF B) VFF C) VVF D) VVV E) VFV

42. ¿Cuál es el número de protones de un átomo que posee 5 electrones en su cuarto nivel?

A) 31 B) 33 C) 35 D) 37 E) 40

43. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. La ecuación de Schrödinger es una ecuación netamente matemática usada para identificar al electrón en un orbital.
II. De la resolución de la ecuación de función de onda aparecen 4 números cuánticos: $(n; \ell; m_\ell; m_s)$.
III. Los números cuánticos n; ℓ y m_ℓ son hallados de la ecuación de función de onda.

A) VVV B) VVF C) VFF
D) VFV E) FFV

44. Indique verdadero (V) o falso (F) en cada una de las proposiciones siguientes:

I. El spín del electrón genera en él un campo magnético.
II. El número cuántico secundario indica la forma del orbital componente de un subnivel.
III. Los subniveles con igual suma $(n + \ell)$ tiene el mismo contenido energético.

A) FFF B) FFV C) VVF
D) VFV E) VVV

45. Indique la verdad (V) o falsedad (F) de cada una de las siguientes proposiciones:

I. La forma de un orbital está determinada por su número cuántico principal.
II. El orbital 3s tiene mayor volumen que el orbital 2s.
III. Los orbitales ubicados en un mismo nivel energético poseen la misma forma.

A) FVF B) VVF C) FVV D) FFF E) VVV

46. ¿Cuál de las siguientes distribuciones electrónicas de elementos al estado fundamental, es incorrecta?

A) $_{20}Ca$: $[Ar]4s^2$ B) $_{24}Cr$: $[Ar]4s^1 3d^5$
C) $_{17}Cl$: $[Ne]3s^2 3p^5$ D) $_{47}Ag$: $[Kr]4d^9 5s^2$
E) $_{8}O$: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

47. El ion titanio (III), Ti^{+3}, es la especie activa en el catalizador de Ziegler-Natta utilizado en la polimerización del etileno para obtener polietileno. ¿Cuántos electrones desapareados tiene el ión Ti^{+3}? Ti (Z = 22)

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

48. Si en un átomo, dos electrones tienen el mismo número cuántico de spín, entonces necesariamente se cumple que:

A) Están en distintos niveles de energía.
B) Pertenecen a distintos subniveles de energía.
C) Se ubican en el mismo nivel de energía.
D) Deben estar en distintos orbitales.
E) Están en subniveles con la misma energía relativa.

49. Indique la(s) proposición(es) incorrecta(s):
I. Una sustancia paramagnética es muy débilmente atraída por un campo magnético.
II. Una sustancia diamagnética es muy débilmente rechazada por un campo magnético.
III. Las sustancias con todos sus electrones apareados no son afectados por campos magnéticos.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III D) i; III E) II; III

50. En el siguiente grupo de elementos existen algunos que no cumplen las reglas de configuración electrónica, identifíquelos. Señale además el que presenta mayor paramagnetismo:

$_{21}Sc$; $_{26}Fe$; $_{29}Cu$; $_{42}Mo$; $_{47}Ag$; $_{53}I$

A) Fe, Cu, I B) Sc, Mo, Ag C) Cu, Mo, Ag
Cu Ag Cu
D) Cu, Mo, I E) Cu, Mo, Ag
Mo Mo

51. El electrón que pierde el $_{29}Cu^{+}$, es el que se encontraba en el subnivel:

A) 2p B) 3s C) 3p D) 4s E) 3d

52. Indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:
I. Son especies isoelectrónicas:
$_{20}Ca^{+2}$; $_{15}P^{-3}$; $_{19}K^{+}$
II. Las especies isoelectrónicas tienen igual número de electrones.
III. Son Isoelectrónicas: $_{22}Ti^{+2}$ y $_{20}Ca$

A) VFV B) VVV C) VVF D) VFF E) FFF

53. Indique la alternativa en la que se menciona los números atómicos de elementos para los que no se cumple la regla de Moeller.

A) 23 y 32 B) 26 y 17 C) 30 y 21
D) 12 y 28 E) 24 y 29

54. ¿Cuál es el número atómico y cuál el número de electrones que tiene en la capa M, un átomo que tiene 5 electrones en su cuarto nivel de energía?

A) 33; 8 B) 35; 18 C) 33; 18
D) 35; 10 E) 32; 18

55. ¿Cuál(es) de los siguientes casos corresponde(n) en su estado basal?
I. :Be II. ·Ċ· III. :Ṅ·

A) I; II B) I; III C) II; III
D) Solo III E) Solo II

56. Si el penúltimo electrón de un átomo presenta los probables números cuánticos: 5; 2; 0; +1/2, determine el número de masa de dicho átomo si este es isótono con $^{184}_{74}J^{+2}$

A) 110 B) 185 C) 186 D) 182 E) 184

57. Sabiendo que el último electrón de un átomo tiene los probables números cuánticos (4; 1; −1; +1/2), indicar la cantidad de neutrones que presenta su catión trivalente si este presenta 63 nucleones fundamentales.

A) 31 B) 32 C) 33 D) 34 E) 35

58. El átomo de un elemento tiene un solo electrón de máxima energía relativa en el tercer nivel. Determinar los probables números cuánticos para su antepenúltimo electrón.

A) (3; 2; −1; +1/2)
B) (3; 2; +2; −1/2)
C) (4; 1; 0; +1/2)
D) (4; 0; 0; −1/2)
E) (4; 0; 0; +1/2)

59. En la configuración electrónica del ión Q^{+2}, el último electrón tiene como probables números cuánticos al siguiente conjunto: (4; 1; 0; +1/2). Determinar la cantidad de nucleones de los 2 Isótopos de Q con 36 y 38 partículas neutras, respectivamente.

A) 69 y 71 B) 70 y 72 C) 71 y 73
D) 72 y 74 E) 73 y 75

60. Indicar el máximo valor que puede tomar el número atómico de un átomo así como la suma de sus probables números cuánticos para su penúltimo electrón, si este átomo solo posee 3 subniveles "s" llenos además, el número de neutrones excede en 1 al número de electrones.

A) 39 y 6,5 B) 24 y 6 C) 19 y 5,5
D) 19 y 4,5 E) 29 y 5,5

61. Un elemento tiene en su cuarto nivel de energía 6 electrones, si en su núcleo existen 50 neutrones, entonces su número de masa es:

A) 106 B) 76 C) 98 D) 108 E) 84

62. La configuración del Cromo (Z = 24) es:

A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
B) $[Ar]4s^2 3d^4$
C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
D) $[Kr]4s^1 3d^5$
E) $[Ne]4s^1$

63. Hallar la configuración electrónica de un átomo que presenta 12 orbitales llenos. Dar como respuesta el número de electrones desapareados.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

64. Determinar el mínimo y máximo número de electrones de un elemento que presenta 4 niveles.

A) 19; 40 B) 19; 30 C) 18; 36
D) 19; 36 E) 10; 36

65. Si un elemento tiene en su cuarto nivel energético 10 electrones y su número de neutrones es el número de protones más el 10% de este número. Hallar su número de masa.

A) 12 B) 84 C) 40 D) 68 E) 92

66. ¿Cuántos electrones posee un átomo neutro en la última capa, si en esa capa solo presenta 3 orbitales llenos?

A) 6 B) 7 C) 8 D) 9 E) 10

67. Determinar el mínimo y máximo número atómico de un elemento que posee cuatro capas.

A) 19; 30 B) 19; 36 C) 19; 40
D) 18; 36 E) 10; 36

68. El átomo de un elemento E es isoelectrónico con x^{-3}. Si el átomo de E posee solo 6 orbitales llenos con energía relativa igual a 6. Determinar Z del anión.

A) 52 B) 55 C) 58 D) 49 E) 47

69. Un átomo presenta 10 electrones en la capa M. Determinar la carga nuclear.

A) 22 B) 12 C) 18 D) 20 E) 14

70. La suma de los números de masa de 3 isótopos es 39 y el promedio aritmético de su número de neutrones es 7. Luego podemos afirmar que los isótopos tienen la siguiente CE.

A) $1s^2 2s^2$ B) $1s^2 2s^2 2p^2$ C) $1s^2 2s^2 2p^3$
D) $1s^2 2s^2 2p^5$ E) $1s^2 2s^2 2p^1$

71. La distribución electrónica de un elemento tiene como última notación espectroscópica $4d^{10}$; si el número de masa es 104. ¿Cuántos neutrones posee el átomo?

A) 60 B) 58 C) 56 D) 62 E) 64

72. Un átomo no excitado de cierto elemento químico tiene un total de 7 electrones en la capa N y su número de masa es 80. ¿Cuál es el número de neutrones?

A) 50 B) 45 C) 47 D) 37 E) 55

73. Un ión tripositivo X^{+3} presenta 16 orbitales llenos. ¿Qué número atómico posee?

A) 43 B) 41 C) 39 D) 37 E) 35

74. Dos isótopos tienen por número de neutrones 18 y 20 respectivamente, si la suma de sus números de masa es 72. ¿Cuál será el nivel y subnivel en que se encuentra su electrón de mayor energía?

A) 4s B) 2p C) 4p D) 3d E) 3p

75. El ión X^{+4} es isoelectrónico con $_{20}Y^{+6}$. Indicar el número de niveles energéticos que posee el átomo normal X.

A) 1 B) 3 C) 5 D) 2 E) 4

76. Cuál de los siguientes orbitales no tiene significado físico.

A) 1s B) 5f C) 2d D) 3p E) 6p

77. Un elemento X posee 14 electrones en la capa N. Si su número de masa es 98, ¿cuántos neutrones posee su núcleo?

A) 52 B) 53 C) 54 D) 55 E) 56

78. Señale cuál tiene mayor número de electrones en su último nivel.

A) N (Z = 7) B) Ne (Z = 10) C) Na (Z = 11)
D) Al (Z = 13) E) P (Z = 15)

79. El número de electrones que presenta en el último nivel el $_{26}Fe^{56}$ es igual a:

A) 6 B) 8 C) 2 D) 10 E) 14

80. Determinar los electrones en subniveles "p" para el Germánio de número atómico 32.

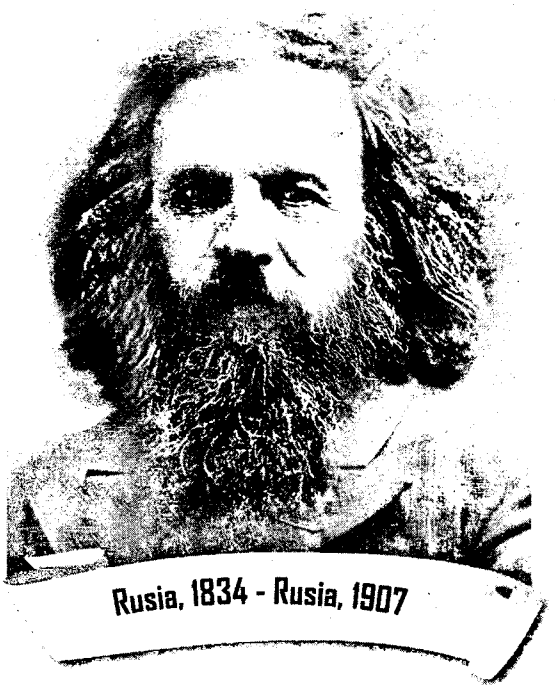
A) 6 B) 12 C) 11 D) 13 E) 14

CLAVES

1. D	11. E	21. B	31. E	41. C	51. D	61. E	71. C
2. D	12. B	22. B	32. A	42. B	52. C	62. C	72. B
3. C	13. E	23. E	33. A	43. E	53. E	63. C	73. D
4. C	14. B	24. D	34. B	44. C	54. C	64. D	74. E
5. C	15. E	25. C	35. D	45. A	55. B	65. B	75. B
6. D	16. C	26. D	36. C	46. D	56. E	66. B	76. E
7. E	17. D	27. C	37. E	47. C	57. B	67. B	77. C
8. B	18. B	28. D	38. A	48. D	58. E	68. D	78. B
9. B	19. C	29. A	39. C	49. C	59. B	69. A	79. C
10. C	20. C	30. D	40. C	50. E	60. D	70. B	80. E

Tabla periódica

capítulo 04



Dmitri Ivánovich Mendeléyev (Tobolsk, 8 de febrero de 1834-San Petersburgo, 2 de febrero de 1907) fue un químico ruso, célebre por haber descubierto el patrón subyacente en lo que ahora se conoce como la tabla periódica de los elementos. Su investigación principal fue la que dio origen a la enunciación de la ley periódica de los elementos, base del sistema periódico que lleva su nombre. En 1869 publicó su libro *Principios de la química*, en el que desarrollaba la teoría de la tabla periódica.

El sistema periódico es la clasificación de todos los elementos químicos, naturales o creados artificialmente. A medida que se perfeccionaron los métodos de búsqueda, el número de elementos químicos conocidos fue creciendo sin cesar y surgió la necesidad de ordenarlos de alguna manera. Se realizaron varios intentos, pero el intento decisivo lo realizó Mendeléyev, que creó lo que hoy se denomina sistema periódico. Mendeléyev ordenó los elementos según su masa atómica, situando en una misma columna los que tuvieran algo en común. Al ordenarlos, se dejó llevar por dos grandes intuiciones: alteró el orden de masas cuando era necesario para ordenarlos según sus propiedades y se atrevió a dejar huecos, postulando la existencia de elementos desconocidos hasta ese momento. En 1955 se nombró mendelevio (Md) al elemento químico de número atómico 101, en su honor.

Fuente: Wikipedia

Conforme se iba elaborando la estructura de la materia, se comenzó a buscar una clasificación natural de los elementos químicos que se conocían, fueron muchos los intentos que se hicieron para obtener la tabla periódica actual.

◀ CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Hipótesis de Prout (1815)

Clasifica a los elementos químicos como múltiplos del átomo de hidrógeno, al cual considera como generador de todos los demás elementos.

Ejemplos:

- ${}_1^1H$ → generador
- He = H + H
- Li = H + H + H
- Be = H + H + H + H

Triadas de Döbereiner (1829)

Clasificó a los elementos en **triadas** o grupos de 3 que presentaban propiedades químicas semejantes. En cada **triada** el peso atómico del elemento central es el promedio aritmético de los elementos extremos.

^{40}Ca

^{88}Sr $\quad PA_{(Sr)} = \dfrac{PA_{(Ca)} + PA_{(Ba)}}{2}$

^{136}Ba

Ejemplo:

$$PA_{(Sr)} = \frac{40 + 136}{2} = 88$$

^{40}Ca	^{7}Li	^{32}S	$^{35,5}Cl$
^{88}Sr	^{23}Na	^{79}Se	^{89}Br
^{136}Ba	^{36}K	^{127}Te	^{127}I

Fue sustituido porque comenzaron a aparecer otros grupos que no cumplían dichas condiciones.

Octavas de Newlands (1865)

Químico inglés que clasificó a los elementos en grupos de 7 en 7, donde el octavo del elemento repetía las propiedades químicas análogas al primero. Esto le permite formar columnas y dar lugar a la **ley de octavas**.

1.°	2.°	3.°	4.°	5.°	6.°	7.°
Li	Be	B	C	N	O	F
8.°						
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	Br

Esta clasificación fue sustituida por tener malas ubicaciones de elementos como: el Cr (debajo del aluminio); Fe (debajo del S) y el de no haber dejado espacios vacíos, para los elementos que todavía no se descubrían.

Ley periódica de Mendeléyev (1869)

"Las propiedades de los elementos químicos están en función periódica de sus pesos atómicos".

Clasifica a los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos, de tal manera que los elementos de propiedades similares estén alineados en la misma columna vertical. Mendeléyev presentó los resultados de su estudio en forma de tabla. Esta tabla recibe el nombre de "tabla periódica" o "sistema periódico".

De modo que se formaron filas y columnas. Las filas son los "períodos", es decir, el intervalo existente entre dos elementos de propiedades físicas y químicas semejantes. Las propiedades varían a lo largo del período.

Las columnas, reciben el nombre "grupos" o familias. Los elementos de un grupo poseen todas propiedades físicas y químicas muy parecidas.

GRUPOS

PERÍODOS

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H							H
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca					Br	

Tabla periódica corta

Ventajas:

Estas ventajas permiten el descubrimiento de nuevos elementos químicos y son:

a. Dejó ciertos espacios indicando que iban a ser ocupados por elementos que más adelante se van a descubrir.
b. Dio a conocer, en forma aproximada, las propiedades de estos posibles elementos.
c. Les dio nombre a cada uno de ellos de acuerdo a su posición: **ekasilicio** (significa el primero después del silicio).

Mendeléyev	Actual
Ekaaluminio	Galio
Ekasilicio	Germanio
Ekamanganeso	Tecnecio
Dúomanganeso	Renio
Erateluro	Polonio
Eraboro	Escandio

Desventajas:

En comparación con la tabla actual, tenemos las siguientes desventajas:

a. El hidrógeno no tiene una posición fija.
b. No se pueden diferenciar claramente a los metales de los no metales.
c. Existen ciertos tipos de pares de elementos colocados en orden inverso.

Mendeléyev	Actual
Ni Co I – Te	Co – Ni Te – I

d. El de ordenar a los elementos en forma creciente de sus pesos atómicos (propiedades físicas). En la tabla periódica actual los elementos están agrupados en orden creciente de sus propiedades químicas.

TABLA PERIÓDICA ACTUAL

En 1927, Henry Moseley descubre un modo práctico de hallar los números atómicos, utiliza un criterio para ordenar a los elementos químicos.

Se enunció: "Las propiedades físicas y químicas de los elementos son funciones periódicas de los números atómicos".

Es decir, los elementos están ordenados en función creciente de sus números atómicos. La tabla periódica actual (forma larga) fue diseñada por Werner y es una modificación de la tabla de Mendeléyev.

Descripción

Los elementos se hallan distribuidos:

- En 7 filas denominados (períodos).
- En 18 columnas o familias, las cuales se ordenan en grupos; 8 grupos A y 8 grupos B.

Períodos

Son las filas horizontales, nos indican el último nivel de energía del elemento. Existen 7 períodos o niveles.

- Período 1.er, 2.º y 3.er, formados por 2, 8 y 8 elementos respectivamente, son denominados "períodos cortos".
- Períodos 4.º, 5.º y 6.º son los "períodos largos" el 7.º período se halla incompleto.
- Los elementos cuyos números atómicos se hallan comprendidos entre el La (Z = 57) y el Lu (Z = 71) se llaman "lantánidos".
- Los elementos con número atómico superior al Ac (Z = 89) se denominan "actínidos".
- Ellos se encuentran separados en 2 filas de la tabla periódica, con el objeto de no extender demasiado la figura.
- Los elementos después del ^{92}U (→ 93...) se han obtenido en forma artificial del uranio denominándose a estos, "transuránidos".

Grupos o familias

Son agrupaciones verticales que nos indican que poseen propiedades químicas semejantes, debido a que poseen los mismos electrones de valencia.

En la tabla periódica está ordenada en grupos A y B.

Grupo A: elementos representativos

Situados en los extremos de la tabla periódica.

- Nos indica el número de electrones de la última capa y se representa en números romanos.
- Terminan en subnivel s y p.

Grupo	Familias		e_s^- valencia
IA	Alcalinos	s^1	1
IIA	Alcalinotérreos	s^2	2
IIIA	Térreos o boroides	p^1	3
IVA	Carbonoides	p^2	4
VA	Nitrógenoides	p^3	5
VIA	Anfígenos o calcógenos	p^4	6
VIIA	Halógenos	p^5	7
VIIIA	Gases nobles	p^6	8

IA: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
IIA: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
IIIA: B, Al, Ga
IVA: C, Si, Ga
VA: N, P, As, Sb, Bi
VIA: O, S, Se, Te, Po
VIIA: F, Cl, Br, I, At
VIIIA: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

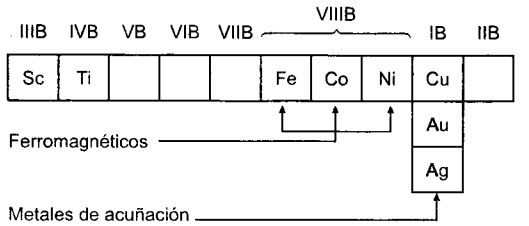
Grupo B: elementos de transición

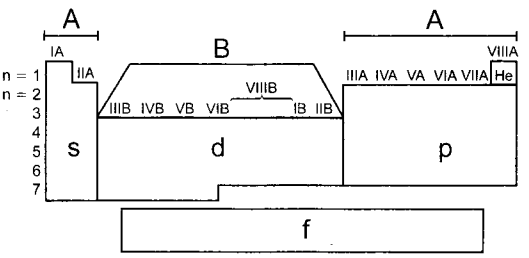
Situados en la zona central de la tabla periódica.

- No nos indica el grupo el número de electrones de la última capa, debido a que su valencia es variable.
- La configuración electrónica termina en subnivel d.

Observación:

- Tiene 8 subgrupos. El grupo VIII B tiene 3 casilleros.
- Los elementos de transición interna, llamados tierras raras: su configuración electrónica termina en el subnivel f





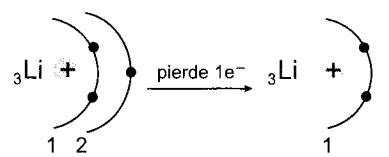
Clasificación actual de los elementos químicos

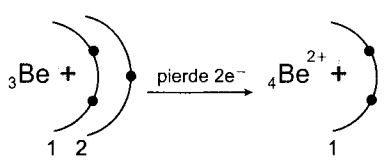
Los elementos químicos se pueden clasificar:

Metales
- Representativos
- Transición
- Transición interna

- Son buenos conductores del calor y la electricidad.
- Se oxidan (pérdida de electrones).
- Se le denomina también "reductor".

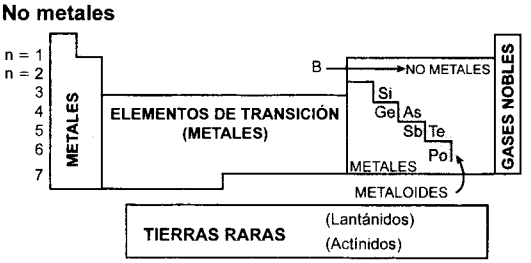
Ejemplo:





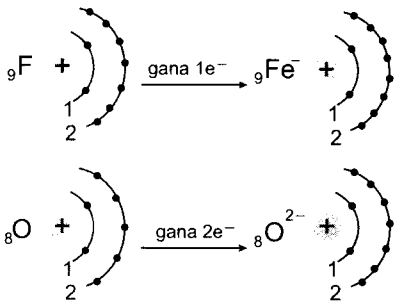
Por lo tanto, son "electropositivos".
Son sólidos a excepción Hg (líquido a temperatura ambiente)

No metales



- Son malos conductores del calor y la electricidad.
- Se "reducen" (ganan electrones).
- Se les denominan: "oxidantes".

Ejemplo:



Por lo tanto, son "electronegativos".

A temperatura ambiente, la mayoria se encuentra en estado sólido.

Como gases: N, O, F, Cl, H, líquido el Br.

Metaloides. Son los elementos que tienen propiedades metálicas y no metálicas; además, ocupan una región diagonal que se observa en la tabla (transición entre metal y no metal). Estos son B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po.

Gases nobles: (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). Son elementos químicamente estables por tener su última capa 8 e^- a excepción de He.
No se combinan con ningún otro elemento, solo a temperaturas exigentes el Xe puede reaccionar. Sus moléculas son monoatómicas.

Ubicación de un elemento en la tabla periódica

Elementos representativos:

Grupo A

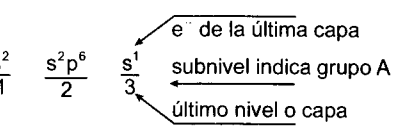
Período: última capa o nivel.
Grupo: e_s^- de la última capa (se representa en n.° romanos).

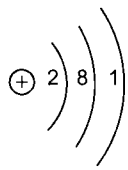
Terminan en subnivel s y p.

Ejemplos:

1. Indicar a que grupo (familia) y período pertenece un elemento cuyo (Z = 11).

   Resolución: (Z = 11)
   Configuración electrónica:

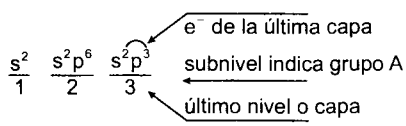




Período: 3 } $3s^1$ Representación de la última configuración electrónica
Grupo: IA }
↑
1 e^- valencia

Si lo ubicamos en la tabla periódica (TP), el elemento es el sodio (Na).

2. Z = 15
CE



Período: 3 }
Grupo: VA } Nitrógenoide

En la tabla periódica, el elemento es el (P)

Elementos de transición:

Grupo B

Período: última capa o nivel.

Grupo: se halla como la suma de

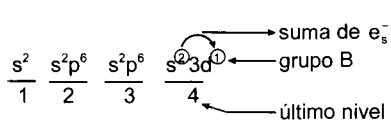
e_s^- última capa + e^- subnivel incompleto

CE termina en subnivel d

Ejemplos:

1. Hallar el período y grupo de un elemento cuyo (Z = 21).

Resolución:
(Z = 21)
CE:



Período: 4
Grupo: IIIB ← termina en subnivel d

Si ubicamos en la tabla Periódica (T.P.)
Elemento escandio (Sc)

En general:

$...s^2d^1$		IIIB
$...s^2d^2$		IVB
$...s^2d^3$		VB
$...s^2d^4$	$\Rightarrow s^1d^5$	VIB
$...s^2d^5$		VIIB
$...s^2d^6$		
$...s^2d^7$	VIIIB	⋮
$...s^2d^8$		
$...s^2d^9$	$\Rightarrow s^1d^{10}$	IB
$...s^2d^{10}$		IIB

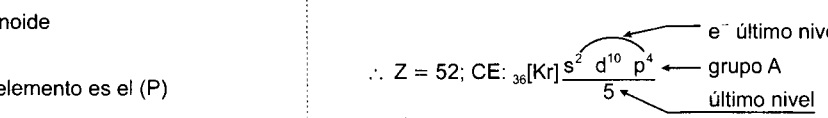
2. Si el número másico de un átomo es 105 y el número de neutrones es 53, ¿en qué grupo de la tabla periódica se podría encontrar este elemento?

Resolución:

A = 105 $\quad A = n + p^+$
n = 53 $\quad p^+ = Z = 105 - 53$
$Z = 52$

Configuración electrónica:

$\underset{1}{s^2}$ $\underset{2}{s^2p^6}$ $\underset{3}{s^2p^6}$ $\underset{4}{s^2d^{10}p^6}$ $\underset{5}{s^2d^{10}}$ p^4
He Ne Ar Kr



Período: 5
Grupo: VIA

3. Si un elemento se encuentra en cuarto período y grupo VIA. ¿Cuál es el número de protones que tiene en su núcleo?

Resolución:

Período: 4 ⇒ (última capa o nivel) n = 4
Grupo: VIA ← CE termina en subnivel s y p
└ 6e de la última capa
s^2p^4

Completando:

$\underset{1}{s^2}$ $\underset{2}{s^2p^6}$ $\underset{3}{s^2p^6}$ $\underset{4}{s^2d^{10}p^4}$

$\therefore Z = 34 \Rightarrow$ 34 protones

4. El átomo de un elemento E que se encuentra en el quinto período, presenta 9 electrones en su penúltimo nivel. Indicar a qué familia pertenece dicho elemento.

Resolución:

Período = 5 ⇒ n = 5 último nivel
Penúltimo nivel: n = 4 contiene $9e^-$

$\underset{1}{s^2}$ $\underset{2}{s^2p^6}$ $\underset{3}{s^2p^6}$ $\underset{4}{s^2d^{10}p^6}$ $\underset{5}{s^24d^1p}$

Como se observa en la configuración, termina en d^1 Por lo tanto, pertenece a la familia de elementos de transición.

5. Dada la siguiente triada:

$$_{16}X \quad _{34}Y \quad _{52}Z$$

Se sabe que el PA de X es 32 y el PA de Z es 126. Indicar la proposición incorrecta.

I. El peso atómico de Y es 79.
II. El elemento Y es un elemento representativo.
III. El elemento X se encuentra en el tercer período.
IV. Los 3 elementos son metales alcalinos.
V. El elemento Z se encuentra en el quinto período.

Resolución:

Analizando las alternativas:

I. Según la triada: (Döbereiner)

$$^{32}_{16}X \quad ^{PA}_{34}Y \quad ^{126}_{52}Z$$

Se cumple: $PA_{(Y)} = \dfrac{PA_{(Z)} + PA_{(X)}}{2}$

$PA_{(Y)} = \dfrac{126 + 32}{2} = 79$ (correcto)

II. $_{34}Y : {}_{18}[Ar]\dfrac{s^2d^{10}p^4}{4}$

Como la CE termina en subnivel p ∈ grupo A: elemento representativo (correcto)

III. $_{16}X : \dfrac{s^2}{1}\ \dfrac{s^2p^6}{2}\ \dfrac{s^2p^4}{③} \longrightarrow$ Período

(verdadero)

IV. Y: ∈ VIA: anfígenos
X: ∈ VIA : anfígenos

$_{52}Z: {}_{36}[Kr]\ \dfrac{s^2d^{10}p^4}{⑤} \longrightarrow$ Período $\quad \in$ VIA (anfígenos)

Los 3 elementos son anfígenos, son metales alcalinos (incorrecto)

V. Z: Se encuentra en el 5.° período (correcto)

6. Hallar el número de protones que tiene un átomo en el cuarto período y grupo IVB.

Resolución:

Sea el átomo X
Período: 4 ⇒ n = 4 ∈ último nivel

Grupo: IVB → s^2d^2

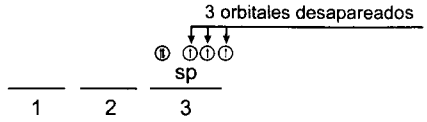
CE: $\dfrac{s^2}{1}\ \dfrac{s^2p^6}{2}\ \dfrac{s^2p^6}{3}\ \dfrac{s^2d^2}{4}$

n.° e^- = 22 <> n.° p^+ = 22

7. Un elemento químico presenta 3 electrones desapareados en la capa M. Indicar cuál es su posible ubicación en la TP.

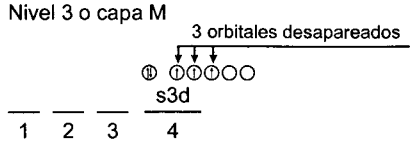
Resolución:

1. Capa M o nivel 3



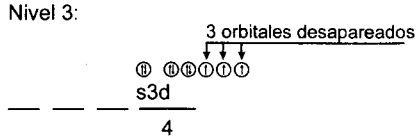
Período: 3; grupo: V A

2. Nivel 3 o capa M



Período 4; grupo VB

3. Nivel 3:

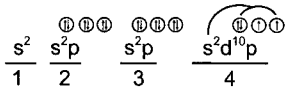


Período 4; grupo VIIIB

8. Indicar a qué grupo y período de la tabla periódica corresponde un elemento con 7 electrones **p** apareados.

Resolución:

Condición: 7 electrones p apareados
p : 3 orbitales



Período 4; grupo VIA
Z = 34

9. ¿A qué grupo y período pertenece un átomo X sabiendo que X^+ y Y^{2+} son isoelectrónicos?
Además Y pertenece al cuarto período y grupo IIIA.

Resolución:

Y ∈ Período 4

Grupo IIIA $\quad \dfrac{s^2d^{10}p^1}{4} \longleftarrow$ período

Y^{2+} Termina CE: $\dfrac{s^1d^{10}}{4} \quad ...(\alpha)$

pero:
X^+ isoelectrónico $Y^2 \Rightarrow$ de (α)

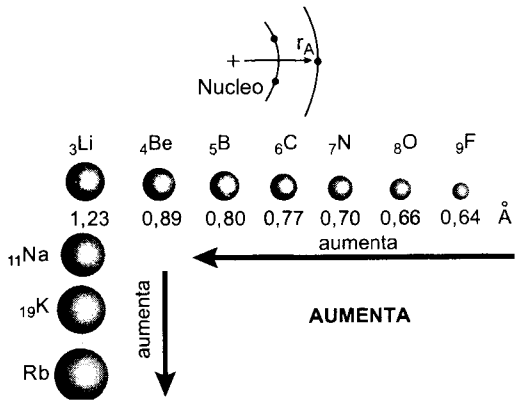
$\therefore X^+ \rightarrow \dfrac{s^1d^{10}}{4}$

Perdió $1e^-$

$X \longrightarrow \dfrac{s^1d^{10}}{4} \Rightarrow$ Período 4; grupo IIB

Propiedades periódicas

Radio atómico. Es la distancia promedio entre el último electrón del nivel más externo y el núcleo.



La flecha (→) indica aumento.

En la tabla periódica varía:

- Período: Aumenta de derecha a izquierda inverso al número atómico.
- Grupo: Aumenta de arriba hacia abajo (directamente como aumenta el número atómico).
- El "radio atómico" nos representa el tamaño de un átomo así como el "volumen atómico".
- La variación del volumen atómico es similar al radio atómico.
- Los átomos poseen diferentes volúmenes atómicos, por tener diferente número de niveles electrónicos y en la cuantía de esta magnitud, también influirá la mayor o menor atracción ejercida por el núcleo sobre los niveles electrónicos.
- En general, en todos aquellos elementos que poseen volúmenes atómicos elevados, los electrones del último nivel se hallarán escasamente atraídos y podrán cederse con gran facilidad. Por el contrario, aquellos elementos que poseen volúmenes atómicos pequeños tenderán a captar electrones o ceder con dificultad lo que poseen.

Ejemplos:

1. Ordenar de acuerdo al radio atómico en forma creciente:

   Cl, Br, F

   Resolución:

   Son la familia (grupo) halógenos y el radio aumenta de arriba hacia abajo:

   F
   Cl ⇒ Orden: F, Cl, Br
   Br

2. Ordenar en orden creciente de acuerdo al radio o volumen atómico.

   P, Si, S

   Resolución:

   Los elementos se encuentran en un mismo período. Ordenado:

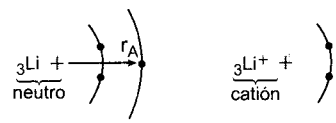
   Si P S
   ← aumenta el radio atómico

   ∴ Orden creciente: S, P, Si,

Radio iónico

Catión (+). El radio catión disminuye en comparación con su átomo neutro debido a que existe mayor fuerza de atracción nuclear hacia los electrones.

Ejemplo:

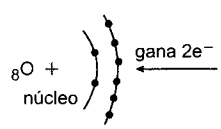


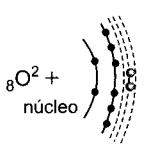
$$r_{catión} < r_{átomo\ neutro}$$

$$\therefore r_{Li^+} < r_{Li}$$

Anión (−). El radio anión aumenta en comparación con su átomo neutro, como la carga nuclear no varía y el anión se origina al ganar electrones; esos electrones periféricos ejercerán fuerza de repulsión la cual produciría un efecto pantalla de aumento de volumen.

Ejemplo:





$r_{O^{2-}} > r_O$

$$r_{anión} < r_{átomo\ neutro}$$

En general:

$$r_{catión} < r_{átomo\ neutro} < r_{anión}$$

Ejemplo:

De las siguientes especies:

$_{12}Mg^{2+}$; $_8O^{2-}$; $_9F^-$; $_{11}Na^+$; $_7N^{3-}$; $_{10}Ne$

Ordenar de menor a mayor tamaño:

Resolución:

Ordenamos:

Orden creciente de tamaño

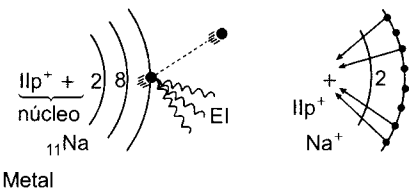
$$Mg^{2+} < Na^+ < Ne < F^- < O^{2-} < N^{3-}$$

menor tamaño ↑ ↑ mayor tamaño

Energía de ionización (EI)

Potencial de Ionización (PI). En la energía necesaria para arrancar un electrón periférico en un átomo.

La EI se puede expresar en electrón voltio (eV) $\left(\frac{kcal}{mol}\right)$



Ecuación: $Na^+ + EI \Rightarrow Na^+ + 1e^-$

Experimentalmente: EI = 118 kcal/mol.

Como se puede observar en el ión Na^+, los electrones periféricos se encuentran más fuertemente atraídos hacia el núcleo y para poder arrancar un electrón se requiere una EI mucho mayor.

Experimentalmente: EI_2 = 1091 kcal/mol

$Na^- + EI_2 \rightarrow Na^{++} + 1e^-$

PERÍODO								
Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
EI (eV)	5,13	7,64	5,98	8,14	11	10,35	13	15,75

GRUPO	
Be	9,32
Mg	7,64
Ca	6,11
Sr	5,96
Ba	5,21
Ra	5,27

aumenta → (horizontal)

aumenta ↑ (vertical)

Su variación en la tabla periódica:
Período: aumenta de izquierda a derecha.
Grupo: aumenta de abajo hacia arriba.

Ejemplos:

1. Quién tiene menor potencial de ionización:

   Na, Li, K

   Resolución:

   Ordenando: (grupo IA)

   Li ↑ mayor

   Na

   K ↓ menor

   Rpta.: K tiene menor EI.

2. ¿Quién tiene mayor energía de ionización?

   F C O N

   Resolución:

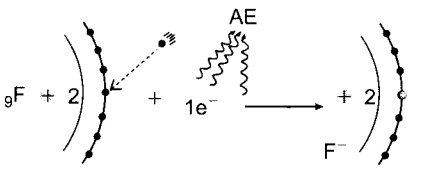
   Ordenando: (período)

   C N O F → (Menor ... mayor)

   Rpta.: F tiene mayor EI.

Afinidad electrónica (AE) o electroafinidad

Es la energía liberada cuando un átomo gana un electrón, para convertirse en ión negativo (anión).



No metal: $F + 1e^- \Rightarrow F^- + AE$

Grupo

Elemento	F	Cl	Br	I
AE (eV)	4,27	4,01	3,78	3,43

aumenta ←

Variación en la tabla periódica:
Período: aumenta de izquierda a derecha.
Grupo: aumenta de abajo hacia arriba.

Electronegatividad (EN)

Es la capacidad que tiene un átomo para ganar electrones de otro átomo. Linus Pauling determinó escalas de EN que varían del 0,7 al 4,0.

Para los gases nobles. EN = 0 por ser estables.

ESCALA

H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9						
K 0,8						
Rb 0,8						
Cs 0,7						

aumenta →

aumenta ↑

Según la escala:
El más electronegativo = F
El menos electronegativo = Cs

En la tabla periódica varía:
Período: aumenta de izquierda a derecha
Grupo: aumenta de abajo hacia arriba.

Variación del carácter metálico y no metálico

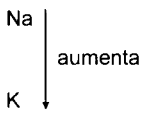
Metales. Se caracterizan químicamente por su tendencia a perder electrones con facilidad, es decir, que actúan como elementos electropositivos.

Su variación:

Período: aumenta de derecha a izquierda.
Grupo: aumenta de arriba hacia abajo.

Ejemplo:

Quién es más metálico: Na, K.
Ordenando en un grupo:



K: carácter más metálico (mayor tendencia a perder electrones).

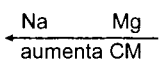
No metálico. Ligado con la tendencia a ganar electrones. Los no metales son "electronegativos" y su variación es inversa al carácter metálico.
Se puede predecir: el carácter metálico se halla relacionado con el carácter básico de los óxidos. Cuanto más metálica, más básico será el óxido metálico.

Ejemplos:

1. Quién es más metálico Na o Mg.

   Resolución:

   Ordenando (período)

   Entonces Na es más metálico que el Mg.

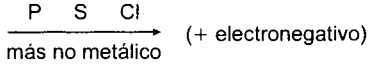
   Su base: NaOH es más fuerte $Mg(OH)_2$

   Análogamente, la relación entre el carácter no metálico de los elementos con el carácter ácido de sus anhídridos y ácidos oxácidos.

2. Quién es más no metálico: Cl, S, P,

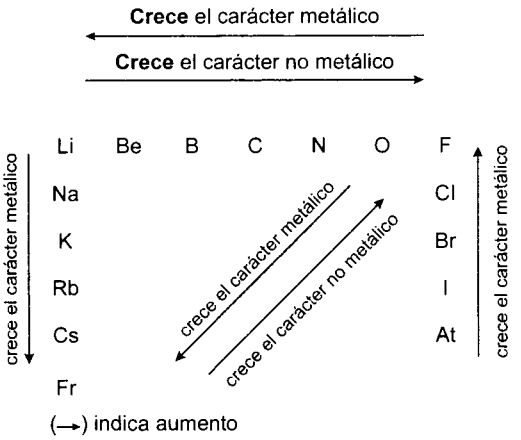
   Resolución:

   Ordenando (período)

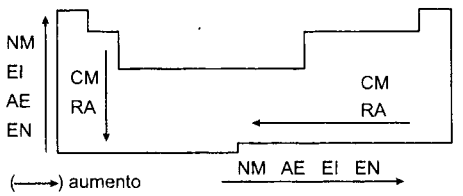
   

   Cl: Es el más no metálico y es el más electronegativo.

   Su ácido será fuerte: $HClO_3 > H_2SO_4 > H_3PO_4$



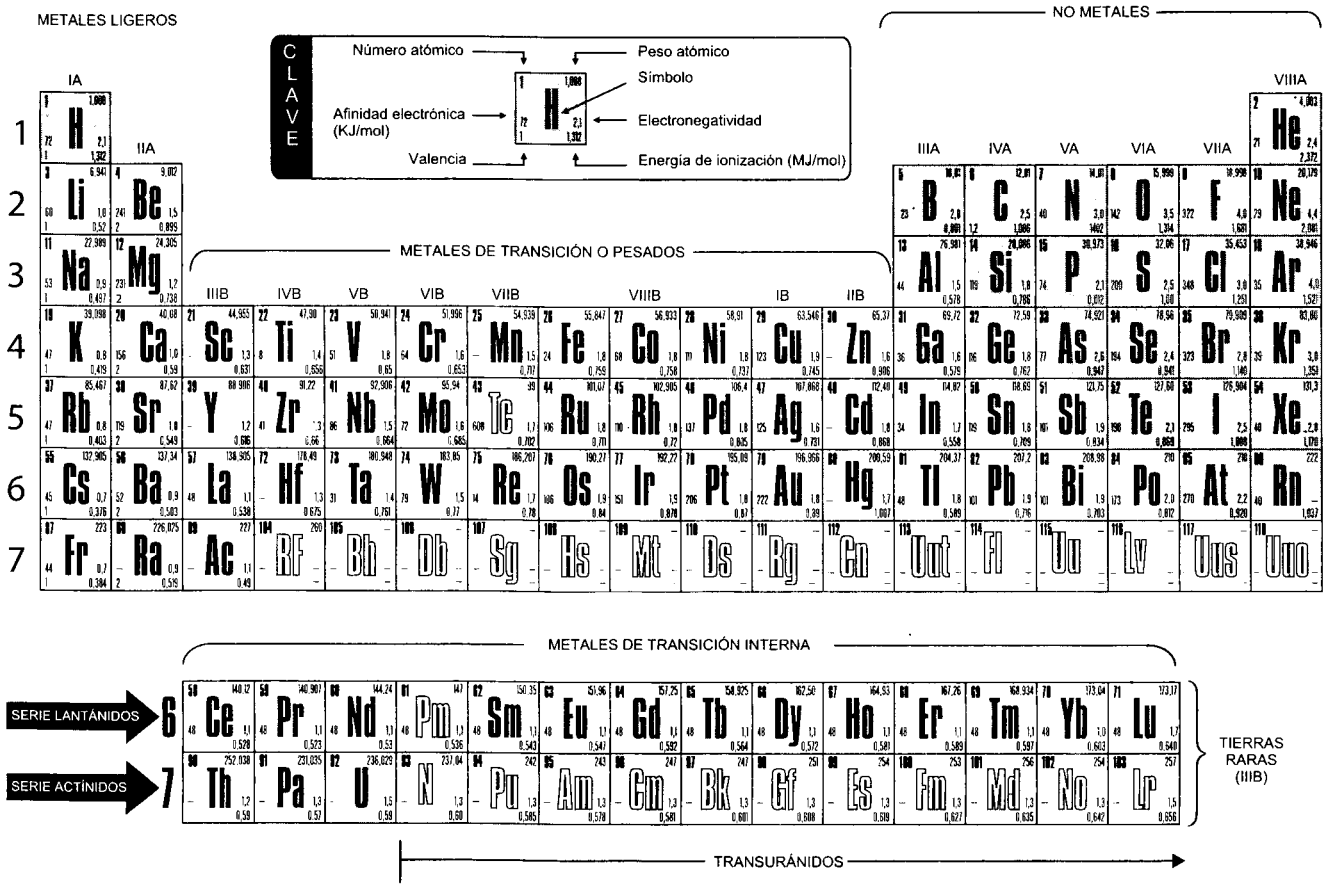
VARIACIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA



DESVENTAJA DE LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL

- No existe una ubicación fija del hidrógeno.
- Mala ubicación de los elementos de transición interna.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS



Ejemplos:

1. Dados tres elementos A, E y R cuyas configuraciones electrónicas del estado fundamental se exponen a continuación:

   A: $1s^2 2s^1$
   E: $1s^2 2s^2 2p^3$
   R: $1s^2 2s^2 2p^5$

   Indicar qué elemento es previsible que presente el mayor valor de la energía de ionización y el radio atómico, respectivamente.

   Resolución:

   De acuerdo a las configuraciones dadas:
   A: $1s^2 2s^1$ (IA)
   E: $1s^2 2s^2 2p^3$ (VA)
   R: $1s^2 2s^2 2p^5$ (VIIA)

   Todos se encuentran en el mismo período 2:

   Energía de ionización (EI). Mínima energía absorbida por un átomo en estado gaseoso y provocar su ionización.
   Variación: ⟶

   Radio atómico (RA). Distancia del núcleo a la zona más externa.
   Variación: ⟵
   Para los elementos dados: A, E, R
   ⟶ EI
   ⟵ RA
   Los elementos pedidos son R y A.

2. ¿Cuál es el orden correcto de menor a mayor de los radios (R) de los siguientes iones isolectrónicos?

   $$_{20}Ca^{2+},\ _{16}S^{2-},\ _{15}P^{3-}$$

   I. $R_{S^{2-}}$; $R_{P^{3-}}$; $R_{Ca^{2+}}$
   II. $R_{P^{3-}}$; $R_{Ca^{2+}}$, $R_{S^{2-}}$
   III. $R_{Ca^{2+}}$; $R_{S^{2-}}$; $R_{P^{3-}}$
   IV. $R_{S^{2-}}$; $R_{Ca^{2+}}$; $R_{P^{3-}}$
   V. $R_{P^{3-}}$; $R_{S^{2-}}$; $R_{Ca^{2+}}$

   Resolución:

   En los iones isoelectrónicos, el radio es inverso al número atómico (Z):

Radio (IP) Z

   Luego, para los iones indicados:

   $$\underbrace{_{20}Ca^{2+},\ _{16}S^{2-},\ _{15}P^{3-}}_{\text{n.º } e^- = 18}$$

   Se cumple: $Ca^{2+} < S^{2-} < P^{3-}$
   ⟶ Radio
   ⟵ Z

3. Respecto a los radios (R) de las especies químicas, indicar cuál de las siguientes alternativas es verdadera:

   Z: O = 8; F = 9; Na = 11; Cl = 17; K = 19; Fe = 26

   I) $R_{Na^+} > R_{K^+}$
   II) $R_{Cl} < R_{K^+}$
   III) $R_F < R_F$
   IV) $R_{Fe^{2+}} > R_{Fe^{3+}}$
   V) $R_F > R_O$

   Resolución:

   Reglas para determinar y comparar radios

   - Átomos (iones) de un mismo grupo.
     Radio (DP) Niveles (Z) ⇒ $K^+ > Na^+$
   - Átomos de un mismo período.
     Radio (IP) Z ⇒ F < 0
   - Isoelectrónicos
     Radio (IP) Z ⇒ $Cl^- > K^+$
   - Átomos, iones de un mismo elemento.
     Anión > Neútro > Catión
     $F^{-1} > F \Rightarrow Fe^{+2} > Fe^{3+}$
     Por lo tanto, es correcto la alternativa IV.

4. Un elemento representativo del cuarto período tiene 3 electrones desapareados. Indicar el máximo y mínimo grado de oxidación, en ese orden, para dicho elemento representativo.

   Resolución:

   Cierto elemento representativo del cuarto período posee $3e^-$ desapareados.

   CE: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
   $\underline{4s^2}\ 3d^{10}\ \underline{4p^3}$
   ↿ ↿ ↿

   Posee $5e^-$ de valencia; sus estados de oxidación (EO) son:
   EO mínimo: Gana $3e^-$ para cumplir el objeto.
   ∴ EO = −3

   E.O. Máximo: Pierde los $5e^-$ de valencia.
   ∴ EO = +5

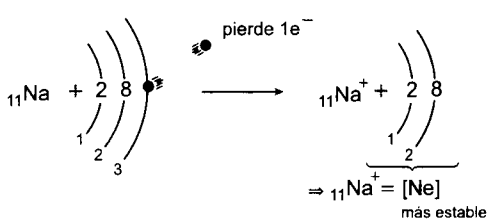
ESTABILIDAD QUÍMICA

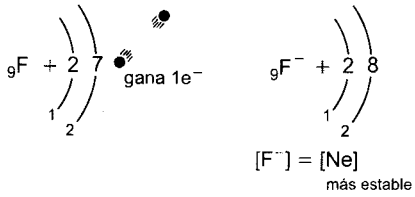
Es el estado de menor energía. Todo átomo tiende a ser químicamente estable, es decir, tiene en su última capa $8e^-$, igual al de los gases nobles (regla del octeto), a excepción del He que tiene solo $2e^-$. y lo hace ya sea ganando o perdiendo electrones.

n s^2 p^6

He: $1s^2$

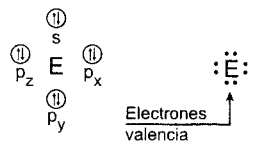
Ejemplo:





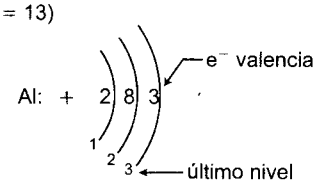
NOTACIÓN DE LEWIS

Representa por medio de puntos o aspas **los electrones** que tiene un átomo en su última capa o nivel energético **(electrones de valencia).**



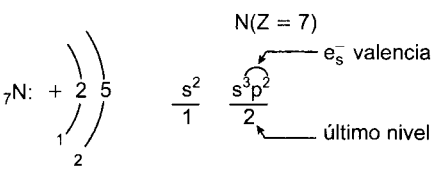
Ejemplos:

1. Al (Z = 13)



Según Lewis: ·Al·

2. $_7$N:



Según Lewis: ·N·

Nota

Los electrones de valencia coinciden con el grupo A (electrones último nivel). Así que basta recordar el grupo A (8) para poder representar los electrones de valencia de los elementos representativos.

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
NOTACIÓN LEWIS	·Li	·Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	:Ne:

Ejemplos:

1. Dada la notación de Lewis. ¿Cuál es incorrecta?

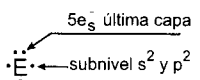
A) ·C· B) ·B· C) ·Sc·
D) ·Al· E) ·B·

Resolución:

La incorrecta es la E debido que lo que se debe tomar en cuenta es la regla de Hund (ocupar la mayor cantidad de orbitales).

2. Según Lewis, el átomo de un elemento se representa ·E·, si pertenece al tercer período. Hallar su número atómico.

Resolución:



Período 3: $\frac{s^2p^3}{3}$

Completando: $_{10}$[Ne]$3s^2 3p^3$

n.° $e^- = p^+ = 15$

$\therefore$ Z = 15

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Respecto a las propiedades de los elementos A y B, cuyas configuraciones electrónicas se indican, señalar verdadero (V) o falso (F).

A: [Ne] $3s^2 3p^5$

B: [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^4$

I. El elemento de mayor radio atómico es B.

II. La electronegatividad del elemento A es mayor que la del elemento B.

III. Se cumple que los elementos A y B son metales.

Resolución:

En base a las configuraciones:

A CE: [Ne] $3s^2 3p^5$

B CE: (Ar) $4s^2 3d^{10} 4p^4$

I. Verdadero
Se observa que el átomo B posee mayor número de niveles que es átomo A.
RA (B) > RA (A)

II. Verdadero
El átomo A es más pequeño por lo que es más electronegativo.

III. Falso
De acuerdo a sus configuraciones:
A ∈ grupo VIIA (halógeno)
B ∈ grupo VIIA (anfígeno)

Por lo tanto, ambos son no metales.

2. Responder verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. En algunos casos es posible comparar las propiedades periódicas de dos elementos que se ubican en diferentes período y grupo.

II. En un grupo, la facilidad de perder un electrón aumenta con el número atómico.

III. En un período, la afinidad electrónica se hace más negativa conforme aumenta el número atómico.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Verdadero
Las propiedades periódicas se evalúan para elementos de un mismo período o un mismo grupo, pero también es posible si los grupos son próximos y los períodos distantes.

II. Verdadero
La electropositividad de los átomos (facilidad para perder e^-s) aumenta en un grupo con el número atómico (Z).

$$IA: {}_3Li < {}_{11}Na < \underbrace{{}_{19}K}_{\text{Su e}^- \text{ externo es retenido débilmente.}}$$

III. Falso
La afinidad electrónica (AE) es la energía desprendida (AE > 0) cuando un átomo en estado gaseoso acepta un e^- formándose un anión, su valor es máximo en los no metales:
AE ⟶; Z

3. Determinar el valor de verdad de las siguientes proposiciones:

I. El estado de oxidación máxima del azufre (Z = 16) es igual a + 6.

II. El estado de oxidación mínimo del cloro (Z = 17) es igual al estado de oxidación mínimo del bromo (Z = 35).

III. El estado de oxidación mínimo del sodio y potasio es +1.

Resolución:

De acuerdo a los enunciados.

I. Verdadero
Para el átomo de azufre (S) Z = 16.

$$CE: 1s^2\,2s^2\,2p^6\,\underbrace{3s^2\,3p^4}_{\text{Al perder } 6e^- \text{ EO} = +6}$$

II. Verdadero
Los átomos:
${}_{17}Cl$ CE: [Ne] $3s^2\,3p^5$
${}_{35}Be$ CE: [Ar] $4s^2\,3d^{10}\,4p^5$

Poseen $7e^-$ de valencia por lo que al ganar $1e^-$ (cumplen el octeto).
EO = −1.

III. Verdadero
Los átomos:
${}_{11}Na$ CE: [Ne] $3s^1$
${}_{19}K$ CE: [Ar] $4s^1$
} EO = +1

4. Acerca de la distribución electrónica terminal de los grupos que corresponden a elementos representativos, indicar la relación incorrecta:

I. Alcalinos: ns^1
II. Alcalinotérreos: ns^2
III. Carbonoides: $ns^2\,np^3$
IV. Anfígenos: $ns^2\,np^4$
V. Halógenos: $ns^2\,np^5$

Resolución:

Grupos representativos, nombres y configuraciones.

IA	Alcalinos	ns^1
IIA	Alcalino térreos	ns^2
IIIA	Térreos o boroides	$ns^2\,np^1$
IVA	Carbonoides	$ns^2\,np^2$
VA	Nitrogenoides	$ns^2\,np^3$
VIA	Anfígenos o calcógenos	$ns^2\,np^4$
VIIA	Halógenos	$ns^2\,np^5$
VIIIA	Gases nobles	$ns^2\,np^6$

Se observa la configuración incorrecta para la familia del carbono (carbonoides).

$-ns^2\,np^3$
└——— Nitrogenoides

5. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El radio atómico aumenta conforme aumenta el número atómico de los elementos en la tabla periódica moderna.

II. Un elemento con Z = 13, posee mayor energía de ionización que otro elemento con Z = 31.

III. Un elemento químico con Z = 19 posee menor electronegatividad que otro elemento químico con Z = 35.

Resolución:

Propiedades periódicas.

I. Falso
El radio atómico mide la distancia del núcleo al electrón más externo, en un período es inverso al número atómico (Z):

⟵ Radio; Z ⟶

II. Verdadero
En un mismo grupo la energía para ionizar un átomo (EI) es inverso al número atómico:

Z = 13 CE: $[Ne]3s^2 3p^1$
Z = 31 CE: $[Ar]\ 4s^2 3d^{10} 4p^1$ } IIIA

$\therefore$ EI(Z = 13) > EI(Z = 31)

III. Verdadero
En un período la electronegatividad (EN) es proporcional al número atómico (Z).

$$\xrightarrow{EN}$$

(Z = 19) (Z = 35)
$[Ar]4s^1$ $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$

6. Respecto a la ley periódica moderna de los elementos químicos, señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. Se basa en la carga nuclear de los elementos químicos.
II. Es la segunda ley periódica.
III. Los elementos con propiedades químicas semejantes, basándose en la ley periódica, tienen semejantes configuraciones electrónicas externas.

Resolución:

Respecto a la ley periódica moderna:
I. Verdadero
Establece que las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos (carga nuclear).
II. Verdadero
Es la segunda ley periódica ya que la primera fue enunciada por Mendeléiev.
III. Verdadero
Predice la regularidad en las propiedades basándose en las configuraciones electrónicas de los átomos.

7. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda.
I. Los elementos alcalinos comprenden a aquellos con Z = 1, 3, 11, 19, 37, 55, 87.
II. Los llamados elementos halógenos se acomodan en el grupo 17.
III. Los metales de transición son los correspondientes al bloque d de la tabla periódica moderna (TPM).

Resolución:

En relación a los enunciados:
I. Falso
Los elementos alcalinos son metales que pertenecen al grupo IA abarcan los elementos:

$_3Li$
$_{11}Na$
$_{19}K$
$_{37}Rb$
$_{55}Cs$
$_{87}Fr$

} CE: ——ns^1

IA

(No incluye al hidrógeno)

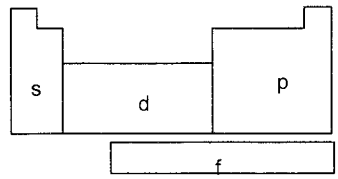
II. Verdadero
Los elementos halógenos pertenecen al grupo VIIA (grupo 17)
III. Verdadero
Los metales de transición pertenecen a los grupos B y abarcan todo el bloque d de la tabla periódica.

8. Identificar el grupo de elementos que tienen en su capa de valencia orbitales s, p, d, f, respectivamente.

I. $_3Li$, $_7N$, $_{34}Se$, $_{36}Kr$ II. $_4Be$, $_{21}Sc$, $_{16}S$, $_{35}Br$
III. $_{19}K$, $_{20}Ca$, $_{23}V$, $_{30}Zn$ IV. $_{55}Cs$, $_{31}Ga$, $_{42}Mo$, $_{93}Np$
V. $_1H$, $_5B$, $_{26}Fe$, $_{82}Pb$

Resolución:

Los elementos químicos se distribuyen en la tabla periódica, según:



Entre ellos, los elementos:
$_{55}Cs$ CE: $[Xe]6s^1$
$_{31}Ga$ CE: $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^1$
$_{42}Mo$ CE: $[Kr]5s^1 4d^5$
$_{93}Np$ CE: $[Rn]7s^2 6d^1 5f^4$

Los cuales abarcan los bloques s, p, d, f.

9. ¿En qué grupo de la TPM, puede ubicarse respectivamente?
I. Un elemento con número atómico Z = 19.
II. Un elemento cuyo nivel de valencia contiene electrones s y un electrón p.

Resolución:

Ubicación de elementos en la tabla periódica:
I. Elemento: Z = 19
CE: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
Período 4 (mayor nivel)
Grupo IA (bloques $1e^-$ de valencia)

II. Elemento con electrones s y $1e^-$ p
CE: —— $ns^2 np^1$
Grupo: IIIA (bloque p, $3e^-$ de valencia)

10. Un elemento radiactivo del grupo VIIA, de la tabla periódica sufre una desintegración radiactiva α. Determinar a qué grupo pertenece el nuevo elemento formado.

Resolución:

Cierto elemento que pertenece al grupo VIIA, emite una partícula α.

Reacción de emisión: $^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A_1}_{Z_1}Y + \underbrace{{}^{4}_{2}He}_{\alpha}$

Se cumple: $Z_1 = Z - 2$

Como los elementos se ubican de acuerdo al número atómico (Z), este disminuye en dos unidades por lo que X está ubicado en el grupo VIIA, el número elemento y se ubicará dos posiciones menos.

Por lo tanto, Y está en el grupo VA.

11. Indicar cuál es un elemento representativo metálico:

I. $_{14}R$ II. $_{26}Q$ III. $_{29}X$
IV. $_{47}Y$ V. $_{56}E$

Resolución:

Los elementos representativos metálicos se encuentran en el bloque S.

IA: Alcalinos: ____ns^1
IIA: Alcalinotérreos: ____ns^2

Los elementos:

$_{14}R$ CE: [Ne] $3s^2 3p^2$
$_{26}Q$ CE: [Ar] $4s^2 3d^6$
$_{29}X$ CE: [Ar] $4s^1 3d^{10}$
$_{47}Y$ CE: [Kr] $5s^1 4d^{10}$
$_{56}E$ CE: [Xe] $6s^2$

Por lo tanto, el metal buscado es V.

12. Un electrón de mayor energía relativa de un elemento está desapareado y tiene la siguiente combinación de números cuánticos: $n = 4$; $\ell = 0$; $m_\ell = 0$; $m_s = +1/2$

¿En qué grupo y período se ubicaría el elemento?

Resolución:

Cierto átomo posee su último electrón con los números cuánticos:

$$\underbrace{4;\ 0;}_{4s}\ \underbrace{0;\ +1/2}_{\uparrow\ 0}$$

Su CE es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
$\therefore$ Período 4; Grupo IA.

13. Identifique al elemento más electronegativo.

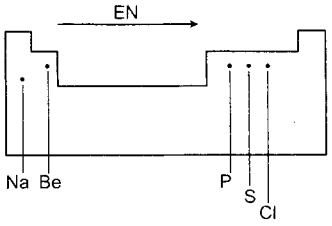
I. $_4Be$ II. $_{11}Na$ III. $_{15}P$
IV. $_{16}S$ V. $_{17}Cl$

Resolución:

La electronegatividad (EN) como propiedad es característico de los numerales, por lo que aumenta hacia la derecha en la tabla periódica.

Para los elementos:

$_4Be$ CE: $1s^2 2s^2$ (IIA)
$_{11}Na$ CE: [Ne]$3s^1$ (IA)
$_{15}P$ CE: [Ne]$3s^2 3p^3$ (VA)
$_{16}S$ CE: [Ne]$3s^2 3p^4$ (VIA)
$_{17}C$ CE: [Ne]$3s^2 3p^5$ (VIIA)



Por lo tanto, el cloro es el más electronegativo.

14. En relación a la ecuación:

$Ca_g^+ + 1145\ kJ \rightarrow Ca_{(g)}^{2+} + 1e^-$

Indique verdadero (V) o falso (F) en las proposiciones siguientes:

I. Es la segunda afinidad electrónica del calcio.
II. Es la segunda energía de ionización del calcio.
III. La primera energía de ionización es menor de 1145 kJ

Resolución:

De acuerdo al proceso.

$Ca_g^+ + 1145\ kJ \rightarrow Ca_{(g)}^{2+} + 1e^-$

I. **Falso**
Se observa la ionización positiva del calcio gaseoso, luego se mide:
La energía de ionización:
1145 kJ

II. **Verdadero**
Al final del proceso se obtiene al Ca^{+2} (perdió 2e), se trata de la segunda energía de ionización.

III. **Verdadero**
A medida que se van quitando más electrones, el proceso se hace más difícil y se requiere mayor energía.

$\Rightarrow EI_1 < EI_2 < EI_3 \ldots$
(1145 kJ)

$\therefore$ FVV

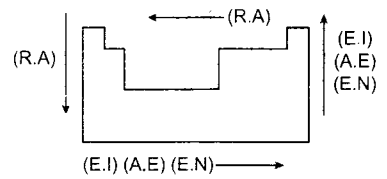
15. Indique con verdadero (V) o falso (F) las proposiciones siguientes:

I. Las propiedades:
Electronegatividad, el potencial de ionización y afinidad electrónica presentan la misma tendencia en la tabla periódica.
II. En un grupo a mayor radio atómico, menor es la facilidad de un átomo para perder un electrón.
III. Generalmente en un periodo un elemento representativo con afinidad electrónica más alta, tiene un estado de oxidación máximo mayor.

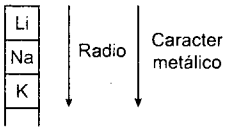
Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Verdadero**
Variación de las propiedades periódicas en la T.P.



II. **Falso**
en un grupo el radio atómico (RA) y la facilidad para perder electrones (carácter metálico) son proporcionales:



III. **Verdadero**
El grupo representativo de mayor afinidad electrónica (AE) es el VIIA (alógenos) casi todos sus átomos poseen.
$EO_{max} = +7$
∴ VFV

16. Indique que proposición es verdadera (V) o falsa (F):
I. Un elemento con configuración electrónica de valencia: $5s^2\ 4s^{10}\ 5p^5$ es un gas noble del periodo 5.
II. Un elemento del periodo 5 debe tener una configuración de valencia $s^2 - p^3$.
III. Fue Dimitri Mendeleiev quien estableció la ley periódica de los elementos al distribuir estos según un aumento creciente del peso atómico y teniendo en cuenta sus propiedades químicas y físicas, además de dejar espacios libres para los elementos aun no descubiertos; entre otras cosas.

Resolución:
De las afirmaciones:

I. **Falso**
De acuerdo a la configuración
... $5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$
Es halógeno (VIIA) del periodo s.

II. **Falso**
Independientemente del número de electrones de valencia, para que un elemento se encuentre en el periodo s debe poseer 5 niveles de energía.

III. **Verdadero**
La ley periódica de Mendeleiev establece que: "Las propiedades químicas y físicas de los elementos son función periódica de sus pesos atómicos"
∴ FFV

17. Si un elemento posee la siguiente estructura de Lewis :Ë·
¿A qué grupo de la Tabla Periódica pertenece, si presenta 3 niveles en su configuración electrónica? Indique además el número atómico.

Resolución:
Cierto elemento posee la notación Lewis:
:Ë· (6e⁻ de valencia)
Además presenta 3 niveles, luego su configuración es:
CE: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{\underline{3s^2\ 3p^4}}$
Ubicación en la T.P.
Periodo: 3
Grupo: VIA
Z = 16

18. En qué grupo y periodo de la tabla periódica moderna se halla el elemento: $_{22}X$?

Resolución:
Ubicación en la T.P del elemento:
$_{22}X$
CE: [Ar] $\underline{\underline{4s^2\ 3d^2}}$
Periodo 4
Grupo: IVB
($4e^-$ de valencia)

19. Se tienen 3 elementos A(Z = 11) B(Z = 33) y C(Z = 35). Indique las proposiciones verdaderas:
I. Los estados de oxidación máximo y mínimos de A y C son: +1 −1 respectivamente.
II. Las especies A^- y B^- son isoelectrónicas entre sí.
III. El estado de oxidación máximo de C es + 7

Resolución:
Para 3 elementos: A(Z= 11) B(Z = 33) y C(Z = 35):

I. **Correcto**
De acuerdo al as configuraciones:
$_{11}A$ CE:[Ne] $\underline{3s^1}$
EO: +1
$_{35}C$ CE: $[Ar]4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
EO_{min}: −1 (gano)

II. **Incorrecto**
los iones:
$_{11}A^-$ N.° $e^- = 12$
$_{33}B^-$ N.° $e^- = 32$
} No son isoelectrónicos.

III. **Correcto**
para: $_{35}C$
CE: $[Ar]4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
$EO_{max} = +7$(pierde)

Por lo tanto son correctos I y III

20. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. La afinidad electrónica (AE) del H es mayor que el K.

II. La electronegatividad (EN) es la energía involucrada cuando un átomo neutro gana un electrón.

III. Dos elementos con Z = 7 y Z = 16 se diferencian mencionando que el segundo es más electronegativo que el primero.

Resolución:

Respecto a las afirmaciones:

I. **Verdadero**
La afinidad electrónica (AE) es la energía liberada cuando un átomo en estado gaseoso acepta un electrón, es mayor en los nometales:
AE(H) > AE(K)

II. **Falso**
La electronegatividad (EN) mide la fuerza relativa (no energía) con la cual los átomos atraen a los electrones en un enlace.

III. **Falso**
De acuerdo a los números atómicos:
Z = 7 CE: $1s^2 \underline{2s^2 2p^3}$
nitrogenoide (VA) del periodo 2.
Z = 16 CE: [Ne] $\underline{3s^2 3p^4}$
Anfígeno (VIA) del periodo 3.

Luego Z = 7 es más electronegativo.
∴ VFF

21. Indique el valor de verdad de las proposiciones siguientes:

I. Un elemento cuya configuración electrónica termina en ... $3s^2 3p^4$ tiene un estado de oxidación máximo igual a +4.

II. Generalmente $:\dot{X}$ tiene estado de oxidación mínimo igual a −3

III. El estado de oxidación solo indica electrones ganados o perdidos por un átomo.

Resolución:

Sobre las proposiciones podemos afirmar:

I. **Falso**
De acuerdo con la configuración siguiente:
CE: ... $\underbrace{3s^2 3p^4}$
Teóricamente puede perder estos $6e^-$ de su capa de valencia.

∴ $EO_{max} = +6$

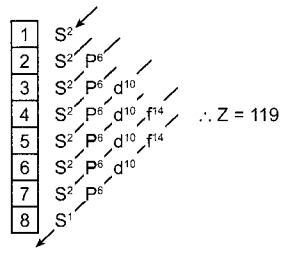
II. **Falso**
Los elementos cuya notación Lewis es: $:\dot{X}$
Pertenecen al grupo IIIA, todos son metales (E.O positivos) a excepción del boro que es nometal.
EO (B): ±3
Solo para él (no generalmente) es:
$EO_{min} = -3$

III. **Falso**
Para los átomos en un compuesto covalente (compartición de electrones) es "E.O" es la carga aparente (no real) que adquieren en el supuesto que los enlaces se rompieran.
∴ FFF

22. ¿Cuál sería el número atómico del primer elemento representativo del octavo periodo?

Resolución:

De acuerdo al ordenamiento en la T.P. el primer elemento del octavo periodo tendría la configuración: CE: ...$8s^1$ (1A: alcalino)
Regla AUFBAU:



∴ Z = 119

23. Determine la ubicación del elemento cuyo número de masa, excede en 4 unidades al doble del número atómico, si además el número de sus partículas neutras es 30.

Resolución:

En cierto elemento se cumple:
- N = 30
- A − 2Z = 4

Desarrollamos el segundo dato:
$Z + \underbrace{N}_{30} - 2Z = 4$
∴ Z = 26
CE: [Ar] $\underline{4s^2 3d^8}$
Periodo 4
Grupo: VIIIB
($10e^-$ de valencia)

24. Dados tres elementos A, E y R cuyas configuraciones electrónicas del estado fundamental se exponen a continuación:
A: $1s^2 2s^1$
E: $1s^2 2s^2 2p^3$
R: $1s^2 2s^2 2p^5$
Indique que elemento es previsible que presente el mayor valor de: la energía de ionización y el radio atómico, respectivamente.

Resolución:

De acuerdo a las configuraciones dadas:
A: $1s^2 \underline{2s^1}$ (IA)
E: $1s^2 \underline{2s^2 2p^3}$ (VA)
R: $1s^2 \underline{2s^2 2p^5}$ (VIIA)

Todos se encuentran en el mismo periodo 2:

- Energía de ionización (EI)
  Mínima energía absorbida por un átomo en estado gaseoso y provocar su ionización.
  Variación: ⟶
- Radio atómico (RA):
  Distancia del núcleo a la zona más externa.
  Variación: ⟵

Para los elementos dados,
A, E, R
⟶ E.I.
⟵ R.A.
Por lo tanto, los elementos pedidos son:
R y A

25. Un elemento representativo del cuarto periodo tiene 3 electrones desapareados. Prediga el máximo y mínimo grado de oxidación, en ese orden, para dicho elemento representativo.

Resolución:

Cierto elemento representativo del cuarto periodo posee $3e^-$ desapareados.
Su configuración electrónica es:

CE: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$

$\underline{4s^2}\,3d^{10}\,\underline{4p^3}$
$\uparrow\,\uparrow\,\uparrow$

Posee $5e^-$ de valencia; sus estados de oxidación (E.O) son:

E.O. mínimo
Gana $3e^-$ para cumplir el octeto.
$\therefore$ EO = −3

E.O. máximo
Pierde los $5e^-$ de valencia
$\therefore$ EO = +5

26. ¿Cuál es el orden correcto de menor a mayor de los radios (R) de los siguientes iones isoelectrónicos?
$_{20}Ca^{2+}$, $_{16}S^{-2}$, $_{15}P^{3-}$

Resolución:

En los iones isoelectrónicos el radio es inverso al número atómico (Z)
Radio (ip) Z
Luego, para los iones indicados:

$_{20}Ca^{+2}$, $_{16}S^{-2}$, $_{15}P^{-3}$

Se cumple:

$Ca^{+2} < s^{-2} < p^{-3}$

⟶ Radio
⟵ Z

27. Indique verdadero (V) o falso(F) según corresponda:

I. Cuando el S (azufre) se combina con el C (carbono) forma un compuesto de enlace polar.
II. El rubidio es el elemento que posee la menor electronegatividad.
III. Los elementos con afinidad electrónica positiva ganan electrones con gran facilidad cuando forman iones negativos.

Resolución:

Respecto a los enlaces químicos:

I. **Verdadero**:
Al combinarse los no metales:
C EN = 2,55
S EN = 2,58
Se formará un enlace convalente polar:
ΔEN = 0,03

II. **Falso**
El elemento de menor electronegatividad corresponde al más metálico:
Francio (Fr) EN = 0,7

III. **Falso**
La afinidad electrónica (AE) es energía liberada (AE < O) por un átomo en estado gaseoso al aceptar un electrón, cuando es positivo (En algunos metales) es porque hay dificultad para que se forme un anión.

$\therefore$ VFF

28. Experimentalmente resulta que la primera energía de ionización del oxígeno es menor que la primera energía de ionización del nitrógeno.
Esto se debe a:

I. La alta electronegatividad del oxígeno.
II. La baja afinidad electrónica del nitrógeno.
III. El menor radio del oxígeno.
IV La mayor estabilidad del nitrógeno.
V. La alta electroafinidad del nitrógeno.

Resolución:

Los valores de energía de ionización del oxígeno (O) y nitrógeno (N) son:
O: EI: 1314 KJ/mol
N: EI: 1402 KJ/mol
De acuerdo a su ubicación en la T.P.
15 16 17 grupo
Periodo 2:

	15	16	17	Grupo
	N	O	F	

EI ⟶

El oxígeno debería poseer mayor EI, el valor inesperado alto del nitrógeno se explica por:

$_8O$ CE: $1s^2\,2s^2\,\underline{2p^4}$
$\uparrow\downarrow\,\uparrow\,\uparrow$

$_7N$ CE: $1s^2\,2s^2\,\underline{2p^3}$
$\uparrow\,\uparrow\,\uparrow$

Máximo desapareamiento
(Más estable)

Por lo tanto, es más difícil ionizar al nitrógeno (mayor E.I.)

29. Escoja la serie que contiene a un metal alcalino terreo, a un metaloide y a un no metal en ese orden.

I. Magnesio, Arsénico y Azufre.
II. Magnesio, Azufre y Arsénico.
III. Arsénico, Azufre y Magnesio.
IV. Azufre, Magnesio y Arsénico.
V. Arsénico, Magnesio y Azufre.

Resolución:

- Los metales alcalinos térreos son del grupo II A (Berilio, Magnesio, Calcio, Estroncio, Radio y Bario).
  Luego es el Magnesio.
- Los metaloides, llamados semimetales, estos son: Boro, Silicio Germanio, Arsénico, Antimonio, Teluro y Polonio.
  Luego es el Arsénico.
- Los no metales, están en el extremo derecho de la tabla periódica, siendo: Carbono, Nitrógeno, Oxigeno, Flúor, Fósforo, Azufre, Cloro, Selenio, Bromo, Yodo, Astato y el Hidrógeno.
  Luego es el Azufre.
  Entonces la serie es: Magnesio, Arsénico y Azufre.

30. Si se tienen las siguientes especies atómicas

I. $^{63}_{29}Cu^{2+}$; II. $^{56}_{26}Fe^{3+}$

Señale las proposiciones correctas.

I. El número de electrones de la especie (I) es mayor que la especie (II)
II. El número de nucleones neutros de (II) es menor que dé (I)
III. El número de partículas subatómicas de (I) y (II) son 90 y 79 respectivamente.

Resolución:

Para los iones:

I. $^{63}_{29}Cu^{2+}$

II. $^{56}_{26}Fe^{3-}$

I. **Verdadero**
$\#e^-(Cu^{+2}) = 29 - 2 = 27$ (mayor)
$\#e^-(Fe^{+3}) = 26 - 3 = 23$

II. **Verdadero**
$\#n°(Cu^{+2}) = 63 - 29 = 34$
$\#n°(Fe^{+3}) = 56 - 26 = 30$ (mayor)

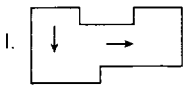
III. **Verdadero**

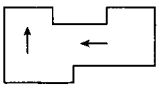
Cu^{+2} { $29p^+$, $27e^-$, $34n°$ } 90 Partículas

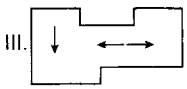
Fe^{+3} { $26p^+$, $23e^-$, $30n°$ } 79 Partículas

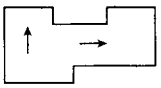
∴ VVV

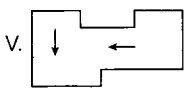
31. ¿Cuál de los siguientes esquemas indican de manera correcta la tendencia general de variación del radio atómico, de los elementos ordenados en la Tabla Periódica?
(La dirección de la flecha indica aumento).

I. 

II. 

III. 

IV. 

V. 

Resolución:

En la tabla Periódica el radio atómico (distancia del núcleo a la capa de valencia) cambia de la siguiente forma:
En el periodo aumenta de derecha hacia la izquierda.
En el grupo aumenta de arriba hacia abajo.
Luego la alternativa V es la correcta.

32. Calcule el volumen atómico aproximado (cm^3) de un átomo de plomo ($\overline{Ar}$ = 207,2) si su densidad es igual a 11,0 g/cm^3.

Resolución:

El átomo de plomo
PA = 207,2 uma
como: 1uma = $1{,}66 \times 10^{-24}$ g

PA = $207{,}2 \times 1{,}66 \times 10^{-24}$ g
PA = $3{,}44 \times 10^{-22}$ g

Posee una densidad de 11,0 g/cm^3; por lo que su volumen lo hallamos de:

$$D = \frac{m}{V} \longrightarrow V = \frac{m}{D}$$

$$\therefore V = \frac{3{,}44 \times 10^{-22}}{11{,}0} = 3{,}12 \times 10^{-23}\,cm^3$$

33. Indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:

I. Un elemento con notación de Lewis $\cdot\ddot{\underset{\cdot}{X}}\cdot$, en su estado basal, pertenece al grupo VA (grupo 15).
II. Si un elemento representativo tiene 3 electrones de valencia en su estado basal, en su notación de Lewis será $\ddot{\underset{\cdot}{X}}$.
III. La notación del Lewis para el $_{18}Ar$ es $:\ddot{\underset{\cdot}{\ddot{A}}}:$.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Verdadero**
Los elementos representativos presentan notaciones de Lewis, que coinciden con el número de grupos:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
$\dot{X}$	$\cdot\dot{X}\cdot$	$\ddot{X}\cdot$	$\cdot\dot{\ddot{X}}\cdot$	$\cdot\ddot{\dot{X}}\cdot$	$\cdot\ddot{\dot{X}}:$	$:\ddot{\dot{X}}:$	$:\ddot{\dot{X}}:$

Luego para una notación Lewis:

$\cdot\ddot{\dot{X}}\cdot$

Pertenece al grupo VA
(Grupo 15):
Nitrogenoide.

III. **Verdadero**
Si un elemento representativo presenta $3e^-$ de valencia, su notación Lewis es:

$\ddot{X}\cdot$

Grup IIIA (Grupo13)

III. **Verdadero**
El elemento argón (Ar)
Z = 18
CE: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$
$\underbrace{\qquad\qquad}$
$8e^-$ de valencia

Por lo tanto, su notación Lewis es:

$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Ar}}:$

34. Respecto a la Ley Periódica Moderna de los elementos químicos, señale como verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

I. Se basa en la carga nuclear de los elementos químicos.
II. Es la segunda ley periódica.
III. Los elementos con propiedades químicas semejantes, basándose en la ley periódica, tienen semejantes configuraciones electrónicas extremas.

Resolución:

Respecto a la ley periódica moderna:

I. **Verdadero**
Establece que las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos (Carga Nuclear)

II. **Verdadero**
Es la segunda ley periódica ya que la primera fue enunciada por mendeléyev.

III. **Verdadero**
Predice la regularidad en las propiedades basándose en las configuraciones electrónicas de los átomos.

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

¿Cuál de los siguientes procesos corresponde a la primera ionización del oxígeno?

A) $1s^2\,2s^2\,2p^4 + e^- \rightarrow 1s^1\,2s^2\,2p$

B) $1s^2\,2s^2\,2p^4 \rightarrow 1s^2\,2s^1\,2p^4 + e^-$

C) $1s^2\,2s^2\,2p^4 \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^3 + e^-$

D) $1s^2\,2s^2\,2p^4 + e^- \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^5$

E) $1s^2\,2s^2\,2p^4 \rightarrow 1s^1\,2s^2\,2p^4 + e^-$

Resolución:

La primera ionización del oxígeno ($_8O$) corresponde al siguiente proceso
EI_1: Primera energía de ionización.

$$O_{(g)} + EI_1 \longrightarrow O^+_{(g)} + 1e^-$$

$$\Downarrow \qquad\qquad \Downarrow$$

$$1s^2\,2s^2\,2p\,\underline{\uparrow\downarrow}\,\uparrow\,\uparrow \quad \xrightarrow{-1e^-} \quad 1s^2\,2s^2\,2p\,\underline{\uparrow}\,\uparrow\,\uparrow$$

$$1s^2\,2s^2\,2p^4 \longrightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^3 + 1e^-$$

Clave: C

PROBLEMA 2 (UNI 2011 - II)

Dadas las siguientes proposiciones respecto al elemento con Z = 25, indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

I. Pertenece al cuarto período.
II. Pertenece al grupo VIB.
III. Es un no metal.

A) VVV B) VVF C) VFF
D) FVF E) FFV

Resolución:

Para un átomo "E" cuyo Z = 25, se tiene:

$_{25}E:[_{18}Ar]4s^2\,3d^5$ { Período o nivel de valencia: 4; Grupo: VIIB; Metal de transición

I. (V)
II. (F)
III. (F)

Clave: C

PROBLEMA 3 (UNI 2012 - I)

Comparando los elementos químicos Mg, K y Ca, señale la alternativa que presenta la secuencia correcta, después de determinar si las proposiciones siguientes son verdaderas (V) o falsas (F):

I. El orden decreciente de la primera energía de ionización (EI) es:
$EI_{Ca} > EI_K > EI_{Mg}$

II. El orden decreciente del radio atómico (r) es:
$r_{Mg} > r_K > r_{Ca}$

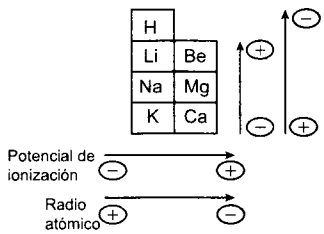
El magnesio, Mg, tiene la mayor electronegatividad.

Números atómicos: Ca, calcio: 20
K, potasio: 19, Mg, magnesio: 12

A) VVF B) VFF C) FFV
D) FVF E) VVV

Resolución:

Según la tabla:



I. EI(Ca) > EI (K)
EI (Mg) > EI(Ca)

II. RA(Mg) < RA (Ca)
RA (K) > RA(Mg)

III. De los 3 elementos el Mg es el más electronegativo
EN(Mg) > EN(Ca) > EN(K)

∴ FFV

Clave: C

PROBLEMA 4 (UNI 2012 - II)

Dadas las siguientes proposiciones referidas a las sustancias: K, Pb, Cl_2:
Cuales son correctas:

I. El K reacciona muy fácilmente con el agua.

II. El Cl_2 es un gas a condiciones ambientales.

III. El K y Pb son buenos conductores de la corriente eléctrica.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

Resolución:

Para las proposiciones:

I. Los alcalinos (K) reaccionan fácilmente (vigorosamente) con el agua.

II. El cloro a condiciones ambientales es un gas de moléculas diatómicas (Cl_2).

III. Los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica.

∴ VVV

Clave: E

PROBLEMA 5 (UNI 2013 - I)

Respecto a la Tabla Periódica Moderna (TPM) indique la secuencia correcta después de determinar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

I. Existen más elementos no metálicos que metálicos.

II. Los elementos del mismo grupo de la TPM presentan propiedades físicas muy similares.

III. Un átomo de oxigeno (en estado gaseoso) tiene mayor afinidad por los electrones que un átomo de flúor (en estado gaseoso).

A) VVV B) VVF C) VFF
D) FFV E) FFF

Resolución:

I. Falso (F)
Existen más elementos metálicos que elementos no metálicos.

II. Falso (F)
Los elementos del mismo grupo de la tabla periódica moderna presentan propiedades químicas similares.

III. El átomo de flúor tiene mayor afinidad por los electrones que el átomo de oxígeno, por su ubicación en la tabla periódica.

∴ FFF

Clave: E

PROBLEMA 6 (UNI 2013 - II)

Respecto a las afinidades electrónicas del $F_{(g)}$, $Cl_{(g)}$ y $O_{(g)}$, elementos en estado atómico, indique cuales de las siguientes proposiciones son verdaderas.

I. La afinidad electrónica del $O_{(g)}$ es mayor que la del $F_{(g)}$.

II. La afinidad electrónica de $Cl_{(g)}$ es mayor que la del $F_{(g)}$.

III. La afinidad electrónica del $F_{(g)}$ es la mayor de todas.

Números atómicos: F = 9; O = 8; Cl = 17

A) I y II B) II y III C) I y III
D) Solo II E) Solo III

Resolución:

Las tendencias de variación para la afinidad electrónica dentro de la tabla periódica son:

- En un periodo: aumenta de izquierda a derecha.
- En un grupo: aumenta de abajo hacia arriba.

Por la estructura atómica del átomo de cloro, dicho elemento es el que posee la mayor afinidad electrónica entre todos los elementos, por lo que:

I. (F) ; II. (V) ; III. (F)

∴ Solo II

Clave: D

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Indicar cuántas proposiciones son incorrectas:
I. Los metales son los elementos más numerosos.
II. A temperatura ambiente, los elementos líquidos son Hg y Br.
III. El oro es un elemento representativo.
IV. El elemento más abundante en el aire es el nitrógeno.
V. El primer elemento en la TP posee carga nuclear igual a 1.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

2. Se tiene el siguiente conjunto de probables números cuánticos para el átomo J.

$$\Psi(3;\ 0;\ 0;\ +1/2)$$

Que corresponden al electrón energéticamente superior de un:

A) Alcalino B) Alcalinotérreo
C) Halógeno D) Carbonoide
E) Nitrogenoide

3. Indicar cuántas proposiciones son correctas:
I. Los metales tiene alto punto de fusión generalmente y los no metales bajo punto de fusión.
II. El arsénico es un metaloide.
III. Todos los metales son sólidos a temperatura ambiente.
IV. A condiciones ambientales hay 11 elementos gaseosos.
V. A los elementos del grupo VIIIB se les denomina elementos ferromagnéticos.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

4. Según los valores de energía de ionización, ordenar de menor a mayor dificultad para formar cationes monovalentes, a partir de sus respectivos átomos neutros.

Átomo	Ar	Mg	Na	P	Cl
EI kJ mol^{-1}	1521	738	487	1012	1251

A) Ar - Cl - P - Na - Mg B) Na - Mg - P - Cl - Ar
C) Ar - Cl - P - Mg - Na D) Cl - Ar - P - Mg - Na
E) Na - Mg - P - Ar - Cl

5. De:
I. El $_{8}J^{2-}$ es un calcógeno.
II. Para los siguientes elementos se cumple:
$_{11}J$: Es representativo y es paramagnético.
$_{15}L$: Pertenece al tercer período y grupo VA.
$_{17}Q$: Es un halógeno.
III. El $_{38}J$ es un alcalino
Es (son) correcta(s):

A) Solo I B) Solo III C) I y III
D) II y III E) Solo II

6. La carga nuclear del ión J^{2+} es $+4{,}16 \times 10^{-18}$ C. Determinar el período y su configuración electrónica.

A) 3; $[Ar]4s^0 3d^6$ B) 3; $[Ar]4s^2 3d^8$
C) 4; $[Ar]4s^1 3d^5$ D) 4; $[Ar]4s^2 3d^4$
E) 4; $[Ar]4s^2 3d^6$

7. Indicar cuántas proposiciones son correctas:
I. El cuarto período empieza con el potasio y termina con el xenón.
II. El boro es un semimetal.
III. Los semimetales aumentan la conductividad de la corriente eléctrica al aumentar la temperatura.
IV. El sexto período contiene 32 elementos.
V. El helio es el elemento de menor energía de ionización.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

8. Indicar cuántas proposiciones son incorrectas:
I. El Fe se oxida más rápido que el sodio.
II. Los alcalinos no se encuentran libres en la naturaleza.
III. De los 12 metales activos que pertenecen a los grupos IA y IIA, el menos activo es el berilio.
IV. El sexto período contiene 32 elementos.
V. El helio es el elemento de menor energía de ionización.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

9. Indicar cuántas proposiciones son correctas:
I. Los átomos de $_{12}J$ son más pequeños que el $_{56}L$.
II. El Ca tiene mayor electronegatividad que el Mg.
III. Los elementos de transición pertenecen a la zona d mientras que los representativos a la zona s y p.
IV. Cada período comienza en un metal alcalino y termina en un gas noble.
V. Los metales de acuñación son Au, Cu y Pb.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

10. Un átomo Q tiene el mismo número de electrones que un catión de carga tres de otro átomo y a su vez este es isóbaro con el átomo ^{59}J e isótono con $^{60}_{27}L$. Determinar a qué grupo de la TP pertenece Q.

A) IIA B) VB C) IIIB
D) IIIA E) VA

11. El momento magnético de un catión de carga uno del átomo J es 6,92 μB. Si a mayoría de sus orbitales atómicos semiplenos tienen energía relativa

igual a 6, determinar la ubicación en el sistema periódico actual de J^{3-}.

A) Período: 6
Grupo: IIIB
B) Período: 5
Grupo: VIB
C) Período: 5
Grupo: IVA
D) Período: 5
Grupo: VIIIB
E) Período: 4
Grupo: VIIB

12. Indicar cuántas proposiciones son correctas:

I. Calcógenos: Se - Te - Po
II. Boroides: Ga - In - Ti
III. Alcalinos: Li - Ce - Rb
IV. Nitrogenoides: P - As - Sb
V. Halógenos: Br - Cl - Y
VI. Anfóteros: Mn - Cr - B
VII. Semimetales: Si - Ge - Al

A) 3 B) 4 C) 5
D) 6 E) 7

13. Indicar cuántas proposiciones son incorrectas:

I. De acuerdo a como conducen la corriente eléctrica, los elementos químicos se clasifican como metales y no metales.
II. Hay más elementos no metálicos que elementos metálicos.
III. Los metales en el nivel de valencia poseen 1; 2; 3 o 4 electrones.
IV. El hidrógeno es el elemento más liviano.
V. El cloro es un gas diatómico.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

14. Completar el siguiente párrafo:
La propiedad fundamental de un átomo es la carga nuclear, la estableció..... es 1913. Eso lo demostró en sus experimentos con los rayos..... .

A) Becquerel - y
B) Mendeléyev - UV
C) Newlands - cósmicos
D) Moseley - X
E) Meyer - IR

15. Indicar la proposición correcta respecto al elemento de máxima carga nuclear del grupo VIIB y quinto período.

A) Es un elemento de transición interna.
B) Su átomo neutro tiene 28 partículas fundamentales de carga +1.
C) El módulo del momento angular del orbital de su último electrón es 2,449.
D) Su átomo neutro en la nube electrónica tiene 48 quarks.
E) Su momento magnético es 2,828.

16. Dados los siguientes datos de afinidad electrónica (AE):

	Elemento	Afinidad electrónica (kJ/mol)
I	Boro	−27
II	Sodio	−53
III	Magnesio	+230
IV	Kriptón	+39

Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. El átomo de magnesio es más estable al aceptar un electrón.
II. El anión del átomo alcalino es más estable al aceptar un electrón, ya que su AE tiene el mayor valor negativo.
III. En todos los casos la aceptación de un electrón es un proceso exotérmico.
IV. El átomo del gas noble debe absorber energía para aceptar un electrón igual a 39 kJ/mol.

A) VVVV B) VFVF C) FFVV
D) FFFF E) FVFV

17. ¿Cuál es la ubicación de un elemento en la tabla periódica, sabiendo que su átomo neutro y en su estado basal posee 4 orbitales principales apareados?

A) 3; VIA B) 2; IVA C) 3; IVA
D) 3; IIA E) 2; VIA

18. La distribución electrónica del lantano (Z = 57) presenta la anomalía del.....; por eso se ubica en el grupo.....de la tabla periódica donde los elementos terminan su distribución en $(n - 1)d^1$ donde n es su máximo.....

A) Nivel degenerado - IB - período.
B) Bypass - IIIB - nivel.
C) Subnivel sharp desapareado - IIIA - nivel.
D) Subnivel d apareado - IA - subnivel.
E) Salto electrónico - IIIB - período.

19. Respecto a la tabla periódica, ¿cuántas proposiciones son incorrectas?

I. Newlands ordenó a los elementos químicos en series de 7 y en orden creciente de sus pesos atómicos (ley de las octavas).
II. Lothar Meyer descubrió la periodicidad de las propiedades de los elementos en base a los volúmenes atómicos.
III. Mendeléyev predijo las propiedades solo de los elementos Ekasilicio y Ekaaluminio.
IV. Breguyer de Chancourtois ordenó a los elementos químicos en una curva helicoidal y en forma creciente de sus pesos atómicos.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 0

20. Según la siguiente triada de Döbereiner, calcular el peso atómico del elemento A.

A^x	$B^{80.75}$	C^{126}

A) 35,5 B) 30 C) 45,25
D) 19,6 E) 32,2

21. Respecto a los elementos metálicos ¿qué proposición es incorrecta?

A) Sus altas conductividades deslocalizados que presentan.
B) Después de los alcalinos, los alcalinotérreos son los de mayor reactividad química frente al agua.
C) Los lantánidos son metales más densos que el agua y su número de oxidación característico es +3.
D) El metal más abundante en la corteza terrestre es el aluminio.
E) La conductividad eléctrica de los metales varia con la temperatura, siendo superconductores a temperaturas muy bajas (cercanas al cero absoluto).

22. ¿Cuántas proposiciones son correctas, respecto a los metales del grupo IA?

I. Se llaman alcalinos y se oxidan rápidamente al estar expuestos al aire.
II. El cesio tiene mayor carácter metálico y posee menor punto de fusión.
III. El litio es usado como parte del combustible nuclear en la bomba de hidrógeno.
IV. La obtención de sodio se realiza mediante la electrólisis de las soluciones acuosas concentradas de sus sales.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

23. El átomo de un elemento tiene igual número de capas que el gas noble xenón (Z = 54) y posee 6 electrones con el máximo número cuántico principal que presenta este átomo, entonces dicho elemento se encuentra en el grupo.

A) VIB B) VA C) VB D) VIA E) IVA

24. Respecto a un elemento representativo del tercer período cuyo momento magnético (m) es 2,828 y de máximo número atómico.

I. Su carga relativa nuclear es +16.
II. Pertenece al grupo IVA.
III. No puede ser metal alcalino.
IV. Forma un hidruro cuya atomicidad es 7.
Son proposiciones falsas.

A) Todas B) I, II C) Solo IV
D) II, IV E) I, III, IV

25. Cierto elemento de transición presenta 12 electrones de valencia y pertenece al sexto período de la tabla periódica actual, entonces ¿cuál es la carga absoluta de la zona extranuclear para su catión divalente?

A) $3,6 \times 10^{-18}$ C B) $2,63 \times 10^{-18}$ C
C) $1,248 \times 10^{-17}$ C D) $1,64 \times 10^{-19}$ C
E) $3,11 \times 10^{-17}$ C

26. Un átomo presenta 165 quarks correspondiente a sus nucleones fundamentales y es isótono con un catión trivalente de configuración electrónica terminal $3d^5$ y de número másico 56; indicar el período y grupo al cual pertenece el átomo inicial.

A) 4; IIA B) 3; IB C) 4; VIIB
D) 4; IIIB E) 3; IIIA

27. Sobre las aplicaciones de los gases nobles, indicar la alternativa incorrecta.

A) El xenón es usado como refrigerante en equipos de acondicionamiento de aire.
B) El radón es usado en radioterapia.
C) El neón es usado en avisos luminosos.
D) El argón es usado en bombillas eléctricas ya que no reacciona con el filamento caliente, disipa el calor de este, prolongando su vida.
E) El helio mezclado con oxígeno es usado en buceo de alta profundidad.

28. Respecto a los halógenos y sus aplicaciones ¿cuántas proposiciones son correctas?

I. El flúor es un gas amarillo que se utiliza para fabricar el teflón, un polímero usado en el revestimiento de ollas.
II. El cloro es un gas amarillo verdoso usado para potabilizar el agua.
III. El bromo es un líquido rojo que se encuentra en forma libre en la naturaleza.
IV. El yodo a condiciones ambientales es un sólido de color violeta brillante, usado para fabricar yoduro de plata utilizado en fotografía.

A) 3 B) 2 C) 4
D) 1 E) 0

29. Sobre el experimento de Henry Moseley, indicar la proposición incorrecta.

A) Realiza trabajo con los rayos X generados por diversos metales principalmente pesados.
B) Los elementos metálicos se colocaban como ánodo del tubo de rayos catódicos.
C) Determinó que a mayor número atómico mayor longitud de onda de los rayos X generados.
D) Los rayos X se generan cuando un electrón de la capa L salta a la capa K.
E) Determinó que las propiedades de los elementos químicos varían en forma sistemática a su carga nuclear.

30. Acerca de la tabla periódica actual:

I. El período 2 consta de 8 elementos químicos, cuyas propiedades no son similares.
II. Los elementos que están en un mismo grupo tienen igual número de niveles o capas.
III. Los elementos del grupo IIIB y del período 6 se llaman lantánidos.
IV. Los elementos se ordenan en base a la ley de Moseley y las distribuciones electrónicas de los átomos en estado basal.

Son afirmaciones correctas.

A) I; II; III; IV B) I; III; IV C) I; III
D) II; IV E) solo IV

31. Del siguiente conjunto de elementos, cuales presentan propiedades químicas similares.

A) Litio, sodio, cloro.
B) Selenio, azufre, mercurio.
C) Cobre, plata, platino.
D) Cloro, flúor, francio.
E) Bario, magnesio, calcio.

32. Según el experimento de Moseley, que elementos pertenecen al mismo período.

$_{19}K$; $_{3}Li$; $_{53}I$; $_{9}F$; $_{2}He$

A) Li; K B) F; I C) Li; F
D) He; K E) I; He

33. Los elementos se ordenan en un grupo según sus propiedades químicas. ¿Qué relaciones son verdaderas (V) o falsas (F)?

I. F: Halógeno
II. Cu: Metal alcalino
III. Al: Boroide
IV. S: Anfígeno

A) VVVF B) VFFV C) FVVV
D) VVFV E) VFVV

34. Respecto de los elementos representativos, indique verdadero (V) o falso (F).

I. Terminan su distribución electrónica en subniveles s y/o p.
II. Los metales de mayor reactividad son del grupo IA
III. Pertenecen a esta zona también los metales de acuñación Cu; Ag; Au.

A) VVF B) FFV C) FVV
D) VFV E) VVV

35. Con respecto a la clasificación de los elementos en la tabla periódica actual, indique verdadero (V) o falso (F) las siguientes proposiciones.

I. Sus propiedades varían periódicamente en grupo y períodos.
II. No permiten conocer sus propiedades de manera sistematizada.
III. Se clasifican en función a su número atómico.

A) FFV B) FVV C) VVF
D) VFV E) VVV

36. Cierto átomo presenta en su configuración tres subniveles "p", uno de ellos con dos electrones. ¿Cuál es la ubicación del elemento?

A) período 4 – grupo IB
B) período 3 – grupo VA
C) período 4 – grupo IVA
D) período 4 – grupo IIIA
E) período 3 – grupo VIIA

37. ¿Qué alternativa es incorrecta respecto de la tabla periódica actual?

A) Los elementos de transición interna son del grupo I. B.
B) Contiene más elementos metálicos.
C) Son líquidos: bromo y mercurio.
D) Los transuránidos pertenecen al período 7.
E) El grupo B presenta 8 familias en la forma tradicional.

38. La distribución electrónica de un elemento químico termina en $4p^5$, indique verdadero (V) o falso (F) en las siguientes proposiciones.

I. Es un halógeno.
II. Se encuentra en estado líquido.
III. Es un no metal.
IV. Es un elemento de transición.

A) FFVV B) FVVV C) VFVV
D) VVFV E) VVVF

39. Si un elemento presenta la tercera capa semillena, indique que alternativa le corresponde.

A) Es un elemento no metálico.
B) Es un elemento representativo.
C) Es un metal pesado.
D) Se encuentra en estado líquido.
E) Pertenece a los nitrogenoide.

40. Respecto de un elemento químico que tiene 28 protones en el núcleo, señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Es un elemento de transición.
II. Pertenece a grupo VIIIB.
III. Se ubica en el cuarto periodo.

A) VFV B) FFV C) VVV
D) FVV E) FVF

41. El átomo de un elemento tiene 11 electrones en los subniveles difusos. ¿En qué período y grupo de la tabla periódica se ubica el elemento?

A) 5, VIIIA B) 4, IIB C) 4, IA
D) 5, IIIA E) 5, IIIB

42. El último electrón de un átomo neutro tiene los números cuánticos: 4; 1; 0; +1/2. Determine el grupo al que pertenece.

A) IVA B) IVB C) IIA
D) IIB E) VIIB

43. El anión divalente de un átomo tiene 36 electrones en su zona extranuclear. ¿A qué grupo y periodo pertenece el elemento?

A) VIA, 4 B) IIA, 3 C) VIIA, 3
D) IIB, 4 E) VIIIA, 5

44. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Los elementos ferromagnéticos pertenecen al grupo IIIB.
II. El Sr (Z = 38) es un alcalino–terreo.
III. El anión S^{-2} (Z = 16) pertenece al grupo VIIIA.

A) VVV B) FVV C) FFV
D) VVF E) FVF

45. El primer periodo la conforman:

A) H y He B) H y O C) He y Ne
D) Li y Na E) H y Li

46. Señala verdadero (V) o falso (F).

- Ley de las octavas <> grupos de 8 en 8.
- Los grupos contienen elementos congéneres.
- Los elementos de transmisión forman los grupos "A".
- En un periodo los elementos tienen propiedades semejantes.

A) VVFF B) FVFF C) VFVF
D) FFFV E) FFVF

47. El átomo neutro de cierto elemento termina su configuración electrónica en $4p^2$. Entonces es:

A) Un elemento de transición.
B) Un gas noble.
C) Carbonoide.
D) Una tierra rara.
E) Halógeno.

48. Determina el grupo y el periodo del elemento Z = 16.

A) VA-3 B) VIA-4 C) IIIA-3
D) VIA-3 E) IV-4

49. Cierto elemento pertenece al periodo 3–grupo IIA. ¿Cuál es su número atómico?

A) 3 - IIIA B) 3 - IIA C) 4 - IIA
D) 4 - IA E) 3 - VA

50. Cierto elemento presenta tres isótopos estables cuyos números de masa suman 75 y cuyos neutrones suman 39. ¿Cuál es la ubicación del elemento en la tabla periódica?

A) 3 - IIIA B) 3 - IIA C) 4 - IIA
D) 4 - IA E) 3 - VA

51. En relación al radio atómico, indique las alternativas incorrectas.

I. En un periodo varía de forma directa con la carga nuclear.
II. Los átomos no metálicos presentan mayor volumen que los metálicos en un mismo periodo.
III. Aumenta de abajo hacia arriba en un grupo o familia.

A) I B) II y III C) III
D) I, II y III E) I y II

52. Se tiene el siguiente grupo de especies isoelectrónicas.

I. $_{13}Al^{3+}$ II. $_{9}F^{-1}$ III. $_{10}Ne$

Señale la alternativa que indique el orden creciente de sus radios atómicos.

A) III, I, II B) III, II, I C) I, III, II
D) II, III, I E) II, I, III

53. Un átomo neutro presenta 11 electrones en subniveles principales, indique como verdadero (V) o falso (F)

I. Pertenece a un elemento de baja energía de ionización.
II. En relación a los demás elementos de su periodo tiene la más alta electronegatividad.
III. Posee un bajo carácter metálico.

A) FFF B) VFV C) FFV
D) VFF E) FVV

54. Sean las especies $_{20}X$, $_{35}Y$, $_{9}Z$ señale que alternativa es incorrecta.

I. En fase gaseosa, el átomo Z requiere absorber más energía que Y para desprender un electrón de su capa de valencia.
II. La electronegatividad de X es mayor que la de Y.
III. Entre el átomo X y Z el primero posee mayor tendencia a la oxidación, es decir, a perder electrones.

A) I y II B) III C) I y III
D) II E) II y III

55. Indique la secuencia correcta de veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones.

I. Todos los gases nobles tienen electronegatividad nula.
II. El poder oxidante de los halógenos aumenta al disminuir su número atómico.

III. El carácter metálico del K (Z = 19) es mayor que la del Fe (Z = 26)

A) VFF B) FVV C) FVF
D) VVF E) VVV

56. Indique el orden decreciente de electronegatividades para las especies.

$_{29}Cu$; $_{16}S$; $_{34}Se$

A) S, Se, Cu B) Se, S, Cu
C) Cu, Se, S D) Se, Cu, S
E) Cu, S, Se

57. ¿Cuál de los gases nobles es el más abundante en la atmósfera?

A) He B) Ne C) Ar
D) Kr E) Xe

58. Se tienen las especies: $_{31}X$; $_{19}Z$; $_{5}W$

I. Orden de electronegatividad:
$W > X > Z$
II. El radio atómico del elemento Z es el más pequeño.
III. $_{5}W$: Posee mayor carácter metálico.

Indique lo correcto:

A) II y III B) I y III C) II
D) Solo III E) Solo I

59. Referente a las propiedades periódicas de los elementos, indique cuál de las proposiciones es falsa.

I. Los seis gases nobles se caracterizan por su inactividad química.
II. Los no metales más activos son los primeros miembros de los halógenos.
III. Los metales alcalinos son los más inertes de la tabla periódica.

A) I y II B) II y III C) Solo II
D) Solo III E) I y III

60. Ordene las siguientes especies de forma creciente al radio atómico.

I. $_{8}S^{-2}$ II. $_{9}F^{-1}$ III. $_{12}Mg^{+2}$

A) I, III, II B) III, II, I C) II, III, I
D) I, III, II E) III, I, II

61. Señale lo incorrecto

I. El $_{13}Al$ posee mayor energía de ionización que el $_{17}Cl$.
II. Los átomos más electropositivos se hallan a la derecha de la tabla.
III. La valencia principal de los elementos alcalinos térreos es 2.

A) Solo II B) I y III C) II y III
D) I y II E) Solo III

62. Sobre el experimento de Henry Moseley, indique la proposición incorrecta.

A) Realiza trabajo con los rayos X generados por diversos metales principalmente pesados.
B) Los elementos metálicos se colocaban como ánodo del tubo de rayos catódicos.
C) Determinó que a mayor número atómico mayor longitud de onda de los rayos X generados.
D) Los rayos X se generan cuando un electrón de la capa L salta a la capa K.
E) Determinó que las propiedades de los elementos químicos varían en forma sistemática a su carga nuclear.

63. Acerca de la tabla periódica actual:

I. El periodo 2 consta de 8 elementos químicos, cuyas propiedades no son similares.
II. Los elementos que están en un mismo grupo tiene igual número de niveles o capas.
III. Los elementos del grupo IIIB y del periodo 6 se llaman Lantánidos.
IV. Los elementos se ordenan en base a la Ley de Moseley y las distribuciones electrónicas de los átomos en estado basal.

Son afirmaciones correctas.

A) I, II, III, IV B) I, III, IV C) I, III
D) II, IV E) Solo IV

64. Una de las siguientes alternativas es falsa ¿Cuál es?

A) Existen metales sólidos y líquidos solamente a temperatura ambiental.
B) Los elementos no metálicos son los menos abundantes y a 25 °C pueden estar en los tres estados de agregación molecular de la materia.
C) La mayoría de elementos se encuentran combinados en la naturaleza, pero algunos se encuentran libres (elementos).
D) Los elementos metálicos están presentes en los grupos.
E) Los elementos no metálicos pueden ser representativos o de transición.

65. ¿Cuál es la ubicación de un elemento en la tabla periódica, sabiendo que su átomo neutro y en su estado basal posee 4 orbitales principales apareados?

A) 3; VIA B) 2; IVA C) 3;IVA
D) 3; IIA E) 2; VIA

66. La distribución electrónica del Lantano (Z = 57) presenta la anomalía del .....; por eso se ubica en el grupo ..... de la tabla periódica donde los elementos terminan su distribución en $(N - 1)\,d^{1}$ donde "n" es su máximo .....

A) nivel degenerado – IB – periodo.
B) Bypass – IIIB – nivel.

C) Subnivel Sharp desapareado – IIIA – nivel.
D) Subnivel d apareado – IA – subnivel.
E) Salto electrónico – IIIB – periodo.

67. El átomo de un elemento tiene igual número de capas que el gas noble Xenón (Z = 54) y posee 6 electrones con el máximo número cuántico principal que presenta este átomo, entonces dicho elemento se encuentra en el grupo.

A) VIB B) VA C) VB
D) VIA E) IVA

68. Respecto a la tabla periódica, ¿Cuántas proposiciones son incorrectas?

I. Newlands ordenó a los elementos químicos en series de 7 y en orden creciente de sus pesos atómicos (Ley de las octavas).
II. Lothar Meyer descubrió la periodicidad de las propiedades de los elementos en base a los volúmenes atómicos.
III. Mendeléyev predijo las propiedades solo de los elementos Eka-Silicio y Eka-Aluminio.
IV. Breguyer de Chancourtois ordenó a los elementos químicos en úna curva helicoidal y en forma creciente de sus atómicos.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 0

69. Según la siguiente triada de Dobereiner, calcule el peso atómico del elemento A.

A^x	$B^{80,75}$	C^{126}

A) 35,5 B) 30 C) 45,25
D) 19,6 E) 32,2

70. Respecto a la tabla periódica de Mendeléyev, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Considera que las propiedades de los elementos varían en forma sistemática con el peso atómico, sin excepción.
II. Presenta 7 periodos o fila horizontales.
III. Según esta tabla la valencia del azufre es 4.
IV. El principal oxido del nitrógeno tiene por fórmula N_2O_5

A) FVVV B) VVVF C) FFVV
D) FFFV E) VVFF

71. Relacione correctamente.

I. Actínidos	a) S, Se, Po
II. Alcalinos térreos	b) Th, Pa, U
III. Calcógenos	c) Fe, Ni, Co
IV. Ferromagnéticos	d) Sr, Ba, Ra

A) Ia, IIb, IIIc, IVd
B) Ib, IId, IIIa, IVc
C) IIa, IIIb, IVc, Id
D) IIIa, IIb, IVc, Id
E) Ib, IId, IIIc, IVa

72. Respecto a los elementos metálicos ¿que proposición es incorrecta?

A) Sus altas conductividad térmicas se explica por los electrones deslocalizados que presentan.
B) Después de los alcalinos, los alcalinos térreos son los de mayor reactividad química frente al agua.
C) Los lantánidos son metales más densos que el agua y su número de oxidación característico es +3.
D) El metal más abundante en la corteza terrestre es el aluminio.
E) La conductividad eléctrica de los metales varia con la temperatura, siendo superconductores a temperaturas muy bajas (cercanas al cero absoluto).

73. ¿Cuántas proposiciones son correctas, respecto a los metales del grupo IA?

I. Se llaman alcalinos y se oxidan rápidamente al estar expuestos al aire.
II. El cesio tiene mayor carácter metálico y posee menor punto de fusión.
III. El litio es usado como parte del combustible nuclear en la bomba de hidrógeno.
IV. La obtención de sodio se realiza mediante la electrólisis de las soluciones acuosas concentradas de sus sales.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

74. ¿Qué sentencia no corresponde a las propiedades periódicas?

A) El radio atómico se ha calculado tomando en cuenta la carga nuclear efectiva, debido al apantallamiento de los electrones internos.
B) Un factor que influye en el valor de la energía de ionización es la carga nuclear.
C) Para los elementos alcalinos; un aumento en el tamaño de los mismos refleja la disminución de su energía de ionización.
D) Si un átomo en estado gaseoso acepta un electrón liberando energía, entonces se hace más estable.
E) En un grupo de la tabla periódica generalmente a mayor número de protones mayor afinidad electrónica.

75. Seleccione la especie química de menor radio iónico de I y la de mayor radio iónico de II respectivamente.

I. $_{22}Ti^{+4}$; $_{24}Cr^{+6}$; $_{20}Ca^{+2}$; $_{21}Sc^{+3}$
II. $_{16}S^{-2}$; $_{34}Se^{-2}$; $_{8}O^{-2}$

A) $_{20}Ca^{-2}$; $_{8}O^{-2}$ B) $_{21}Sc^{-3}$; $_{8}O^{-2}$
C) $_{24}Cr^{-6}$; $_{34}Se^{-2}$ D) $_{24}Cr^{-6}$; $_{8}O^{-2}$
E) $_{22}Ti^{-4}$; $_{16}S^{-2}$

76. Dados los siguientes dados de afinidad electrónica (A.E.):

	Elemento	Afinidad electrónica (Kj/mol)
I	Boro	−27
II	Sodio	−53
III	Magnesio	+230
IV	Kriptón	+39

Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda.

I. El átomo de Magnesio es más estable al aceptar un electrón.
II. El anión del átomo alcalino es más estable al aceptar un electrón, ya que su A. E. tiene el mayor valor negativo.
III. En todos los casos la aceptación de un electrón es un proceso exotérmico.
IV. El átomo del gas noble debe absorver energía para aceptar un electrón igual a 39 kJ/mol.

A) VVVV B) VFVF C) FFVV
D) FFFF E) FVFV

77. Sobre las aplicaciones de los gases nobles, indique la alternativa incorrecta.

A) El Xenón es usado como refrigerante en equipos de acondicionamiento de aire.
B) El Radón es usado en radioterapia.
C) El Neón es usado en avisos luminosos.
D) El Argón es usado en bombillas eléctricas ya que no reacciona con el filamento caliente, disipa el calor de este, prolongando su vida.
E) El Helio mezclado con oxígeno es usado en buceo de alta profundidad.

78. Respecto a los halógenos y sus aplicaciones ¿Cuántas proposiciones son correctas?

I. El flúor es un gas amarillo que se utiliza para fabricar el teflón, un polímero usado en el revestimiento de ollas.
II. El cloro es un gas amarillo verdoso usado para potabilizar el agua.
III. El Bromo es un líquido rojo que se encuentra en forma libre en la naturaleza.
IV. El Yodo a condiciones ambientales es un sólido de color violeta brillante, usado para fabricar yoduro de plata utilizado en fotografía.

A) 3 B) 2 C) 4
D) 1 E) 0

79. Cierto elemento de transición presenta 12 electrones de valencia y pertenece al sexto periodo de la tabla periódica actual, entonces ¿Cuál es la carga absoluta de la zona extranuclear para su catión divalente?

A) $3,6 \times 10^{-18}$ C B) $2,63 \times 10^{-18}$ C
C) $1,248 \times 10^{-17}$ C D) $1,64 \times 10^{-19}$ C
E) $3,11 \times 10^{-17}$ C

80. Un átomo presenta 165 quarks correspondientes a sus nucleones fundamentales y es isótono con un catión trivalente de configuración electrónica terminal $3d^5$ y de numero másico 56; indique el periodo y grupo al cual pertenece el átomo inicial.

A) 4; IIA B) 3; IB C) 4; VIIB
D) 4; IIIB E) 3; IIIA

81. Indique la proposición correcta respecto al elemento de máxima carga nuclear; del grupo VIIIB y quinto periodo.

A) Es un elemento de transición interna.
B) Su átomo neutro tiene 28 partículas fundamentales de carga +1.
C) El modulo del momento angular del orbital de su ultimo electrón es 2,449.
D) Su átomo neutro en la nube electrónica tiene 48 quarks.
E) Su momento magnético es 2,828.

82. Un elemento presenta en su distribución electrónica solo cuatro subniveles de numero cuántico azimutal 1 y un subnivel fundamental lleno si su momento magnético es 4,899, ¿a qué grupo y periodo pertenece en la Tabla periódica actual, si se sabe además que en los orbitales del último subnivel hay un electrón apareado?

A) VA; 5 B) VIIIB; 5 C) VIIB 6
D) VIB; 6 E) VIIIB; 6

83. Respecto a un elemento representativo del tercer periodo cuyo momento magnético (μ) es 2,828 y de su máximo número atómicos.

I. Su carga relativa nuclear es +16.
II. Pertenece al grupo IVA.
III. No puede ser metal alcalino.
IV. Forma un hidruro cuya atomicidad es 7.

Son propiedades falsas

A) Todas B) I, II C) Solo IV
D) II, IV E) I, III, IV

84. Determine el periodo y grupo del átomo de un elemento que posee 15 electrones en orbitales cuya energía relativa es 5.

A) 3, VIIB B) 4, VIIIA C) 4; VIB
D) 4, VIIA E) 3; VIIA

85. Si se tiene un ion X^{2-} que es isoelectrónico con otra especie W que pertenece al cuarto periodo y grupo VIA, determine la familia a la cual pertenece el elemento X.

A) anfígeno
B) alcalino térreo
C) boroide
D) carbonoide
E) nitrogenoide

CLAVES

1. A	12. A	23. C	34. A	45. A	56. A	67. C	78. A
2. A	13. B	24. D	35. D	46. B	57. C	68. A	79. C
3. D	14. D	25. C	36. C	47. C	58. A	69. A	80. C
4. B	15. C	26. C	37. A	48. D	59. D	70. D	81. C
5. E	16. E	27. A	38. E	49. E	60. B	71. B	82. E
6. E	17. A	28. A	39. C	50. B	61. D	72. A	83. D
7. C	18. B	29. C	40. C	51. D	62. C	73. B	84. D
8. A	19. A	30. B	41. E	52. C	63. B	74. E	85. D
9. B	20. A	31. E	42. A	53. E	64. E	75. C	
10. B	21. A	32. C	43. A	54. D	65. A	76. E	
11. B	22. B	33. E	44. D	55. B	66. B	77. A	

Enlace químico

capítulo 05

Gilbert Lewis

Gilbert Newton Lewis (Weymouth, 23 de octubre de 1875-Berkeley, 23 de marzo de 1946) fue un fisicoquímico estadounidense, famoso por su trabajo llamado «Estructura de Lewis» o «diagramas de punto». Tuvo educación hogareña y de escuela pública entre los 9 y 14 años, momento en el cual ingresó en la Universidad de Nebraska para, tres años más tarde, comenzar a estudiar en la Universidad de Harvard donde mostró interés por la Economía, pero se concentró en Química, obteniendo su bachillerato en 1896 y su doctorado en 1898. Desarrolló un intenso trabajo en cuestiones relativas principalmente a esta disciplina, publicando numerosos artículos con los resultados de sus investigaciones.

En 1916 formuló el modelo del átomo cúbico y la idea de que un enlace covalente consiste en un par de electrones compartidos; además, creó el término «molécula impar» cuando un electrón no es compartido. Luego, en ese año, enunció la importante «regla del octeto». En 1919, estudiando las propiedades magnéticas de soluciones de oxígeno en nitrógeno líquido, encontró que se había formado una molécula de O_4. Esta fue la primera evidencia del oxígeno tetraatómico. En 1923 formuló la teoría del par electrónico para las reacciones ácido-base. Finalmente, en 1926 acuñó el término «fotón» para la menor unidad de energía radiante.

Fuente: Wikipedia

◀ DEFINICIÓN

Se denomina así a toda fuerza que actuando sobre los átomos, los mantiene unidos formando las moléculas.

La tendencia universal de la materia es la de hallar su mayor estabilidad (contener menor energía). De acuerdo a esta tendencia, los átomos se unen para formar agregados de menor estado de energía y por consiguiente de mayor estabilidad y lo realizan liberando energía.

$$E_1 + E_2 > E'_1 + E'_2$$

(−) estable (+) estable

◀ TIPOS DE ENLACE

Enlace iónico

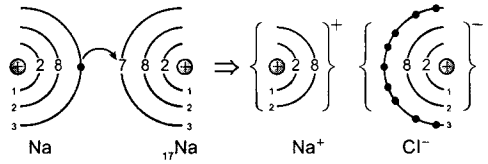
Son fuerzas de atracción electrostática entre iones que se formaron por la transferencia total de electrones originados entre un **metal** (+ electropositivo) y un **no metal** (electronegativo).

Ejemplo:

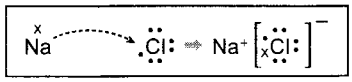
$_{11}Na$: $\frac{s^2}{1}\ \frac{s^2p^6}{2}\ \frac{s^1}{3}$ { buscan la estabilidad ($8e^-_s$ en su última capa)

$_{17}Cl$: $\frac{s^2}{1}\ \frac{s^2p^6}{2}\ \frac{s^2p^5}{3}$

Na: pierde $1e^-$
Cl: gana $1e^-$



Representación de Lewis.



EN = 0,9 EN = 3,0

Realizar la estructura de Lewis de:

A) KCl B) $CaBr_2$ C) Na_2S

A) KCl: K^+ $[\ddot{Cl}]^-$

B) $CaBr_2$: Ca^{2-} $[\ddot{Br}]^-$

C) Na_2S: $2Na^+$ $[\ddot{S}]^-$

- La atracción electrostática se realiza en todas las direcciones de tal manera que no existen moléculas, sino inmensos cristales con determinadas formas geométricas.
- Por lo tanto, los compuestos iónicos son sólidos y cristalinos, que para vencer las atracciones interiónicas se necesitan gran cantidad de energía para vencerlas y pasarle al estado líquido requiere de energía de fusión.
- En estados sólidos son malos conductores del calor y la electricidad; pero al fundirlo o al disolverlo en agua, se logrará la separación de iones y en ambas casos conducirán la corriente eléctrica.
- Existen reglas empíricas que indican:

$$\Delta EN > 17$$ Enlace iónico

ClNa ⇒ EN = 2,1

Se originan generalmente entre los grupos IA y VIIA; IIA y VIA.
El Be forma la única excepción, ya que sus compuestos forman enlace covalente a excepción BeF_2.

Ejemplo:

$BeCl_2$, BeH_2, etc., forman enlace covalente.

Enlace covalente

Es un enlace que se origina entre no metales y se caracteriza por la compartición mutua de uno o más pares de electrones de valencia de tal forma que adquieran la configuración de gas noble. Se forma un compuesto covalente:

$$\Delta EN < 17$$

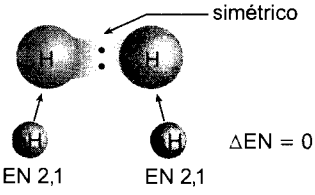
pueden ser:

Enlace covalente puro (normal). Este enlace se origina entre 2 no metales de un mismo elemento y los electrones compartidos se encuentran en forma simétrica a ambos átomos.
Se cumple:

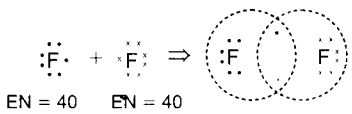
$$\Delta EN = 0$$

Ejemplo:

1. H_2: caso sencillo [toma la estructura del gas noble, helio (He)].



2 F_2



EN = 40 EN = 40

$\Delta EN = 0$ molécula F_2

Otros ejemplos: moléculas Cl_2, Br_2, O_2, N_2, H_2

Enlace covalente polar. Generalmente se forma cuando están unidos átomos no metálicos diferentes.

$$0 < \Delta EN < 1{,}7$$

Ejemplo: HCl

H – Cl

↓ ↓ $\Delta EN = 3{,}0 = 2{,}1 = 0{,}9$

EN 2,1 3,0

El par de electrones se comparte en forma desigual debido a la diferencia de electronegatividades, existe una transferencia parcial de electrones (desplazamiento de la densidad electrónica) del átomo de H hacia el átomo de cloro. Se puede representar la desviación de la densidad electrónica, colocando una flecha (→) sobre la estructura de Lewis del HCl.

Esta compartición desigual del par de electrones de enlace se manifiesta en una densidad electrónica relativamente mayor cerca del átomo de cloro y una densidad electrónica menor cerca del átomo de hidrógeno. La distribución de carga se puede representar:

Donde: δ (delta) denota la separación parcial de la carga del electrón.

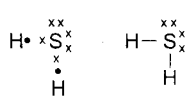
Ejemplo:

Realizar la estructura de Lewis de las siguientes especies:

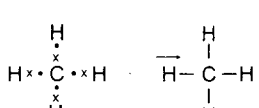
A) H_2S B) CH_4 B) $BeCl_2$

Resolución:

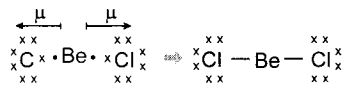
A) H_2S



B) CH_4



C)



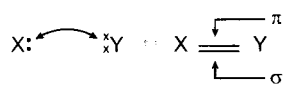
Enlace múltiple. Se produce cuando se comparte más de un par electrónico para obtener la configuración electrónica de un gas noble.

Si se comparten dos pares de electrones se denomina **enlace doble** y si se comparten 3 pares de electrones se denomina **enlace triple.**

Enlace simple:

Múltiples

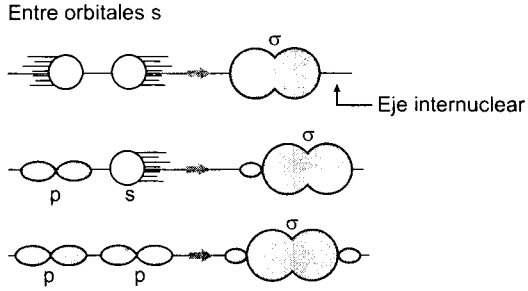
Enlace doble:



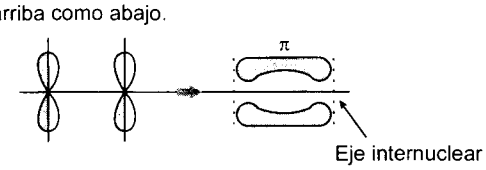
Enlace triple:

Enlace sigma (σ). Se forma cuando los orbitales se unen (o traslapan) en la misma dirección del eje internuclear.

Entre orbitales s



Enlace pi (π). Se forma cuando se unen (lo traslapan) los orbitales p puros, lateralmente alrededor del eje internuclear. Se concentra la densidad electrónica tanto arriba como abajo.



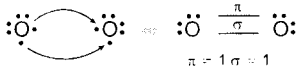
Ejemplo:

Realizar la estructura de Lewis de las especies e indicar los enlaces tipo s y p.

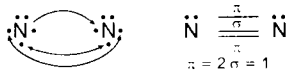
A) O_2 B) N_2 C) CO_2 D) HCN

Resolución:

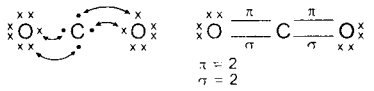
A) O_2



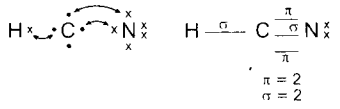
B) N_2



C) CO_2



D) HCN

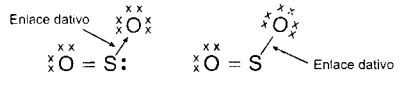


Enlace covalente coordinado (ecc) o dativo. Este enlace se forma cuando uno de los átomos aporta 1 par de electrones a otro, para satisfacer octeto o estabilidad.

Ejemplos:

1. SO_2

Se representan:

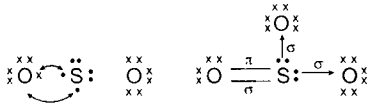


2. Realizar las estructuras de Lewis de:
   A) SO_3 B) NH_4^+ C) $HClO_4$

   e indicar:
   I. El número de enlaces dativos.
   II. Enlaces múltiples.
   III. Enlace s y p.

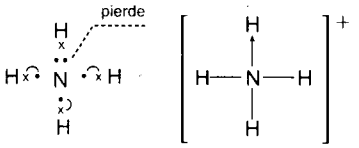
   Resolución:

   A) SO_3



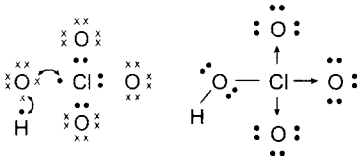
   I: 2 II: 1 III: $\sigma = 3$; $\pi = 1$

   B) NH_4^+: es un catión, pierde 1 e^- en la parte externa, es decir, de uno de los H que rodea al átomo central.



   I: 1 II: 0 III: $\sigma = 4$; $\pi = 0$

   C) $HClO_4$

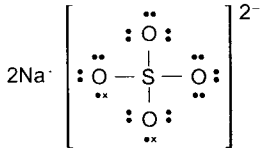


   I: 3 II: 0 III: $\sigma = 5$; $\pi = 0$

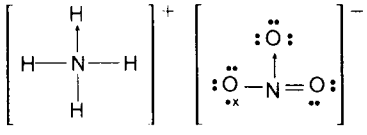
3. Realizar la estructura de Lewis de:
   A) Na_2SO_4
   B) NH_4NO_3

   Resolución:

   A) Na_2SO_4: Es una sal.
   Entonces predomina el enlace iónico.
   Tiene: Catión (metal): Na^+
   Anión, que contiene enlace covalente.



   B) NH_4NO_3: Es una sal
   Entonces predomina enlace iónico
   Tiene: Catión: NH_4^+: Con enlaces covalentes.
   Anión: NO_3^- : Con enlaces covalentes.

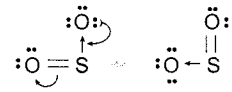


◀ RESONANCIA

Una estructura presenta resonancia, cuando se pueden presentar por varias estructuras de Lewis en forma semejantes. Generalmente se realiza por deslocalización de electrones p (doble enlace).

Ejemplo:

La molécula SO_2.

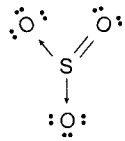


Por lo tanto, presenta 2 estructuras resonantes.

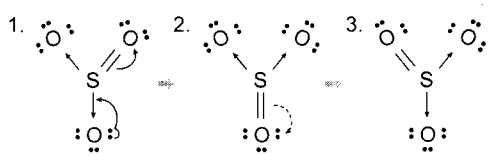
Ejemplo:

Realizar las estructuras resonantes del: A) SO_3 B) CO_3^{2-}

A) SO_3

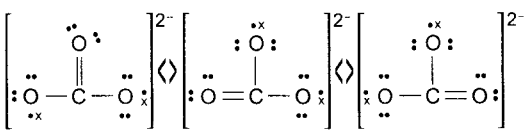


1. 2. 3.



La molécula del SO_3 tiene 3 estructuras resonantes.

B) CO_3^{2-}

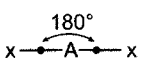
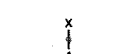
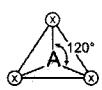
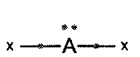
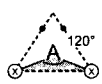
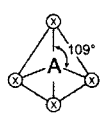


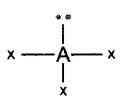
Presenta 3 estructuras resonantes.

GEOMETRÍA MOLECULAR

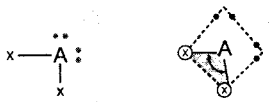
Es la disposición de los átomos en el espacio.

Se basa en la teoría de la repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia. Estos electrones se ubican alrededor del átomo central con la finalidad de minimizar (disminuir al mínimo) la reputación entre estos).

	Geometría	Hibridación
 2 pares de e_s^-	lineal	sp
 3 pares de e_s^-	 Plana trigonal	sp^2
 3 pares de e_s^-	 Angular	sp^2
4 pares de e_s^-	 Tetraédrica	sp^3



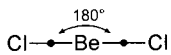
4 pares de e_s^- Piramidal sp^3



Angular sp^3

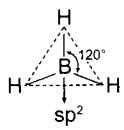
Ejemplos:

1. $BeCl_2$



Geometría lineal — Hibridación sp

2. BH_3

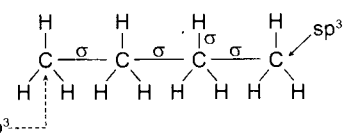


Geometría: plana trigonal
Hibridación: sp^2

3. NH_3

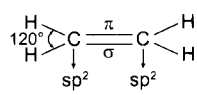
Geometría: piramidal
Hibridación: sp^3

4. C_4H_{10}



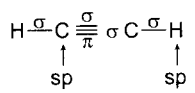
Geometría: tetraédrica
Hibridación: sp^3

5. C_2H_4



Geometría: plana trigonal
Hibridación: sp^2

6. C_2H_2



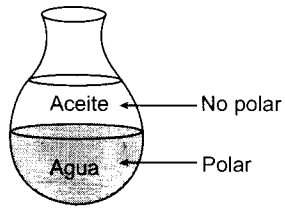
Geometría: lineal
Hibridación: sp

Observación

Las sustancias iónicas se pueden disolver fácilmente en solventes polares. Las sustancias no polares disuelven a las sustancias no polares; razón por la cual se dice lo siguiente: "Lo semejante disuelve a lo semejante".

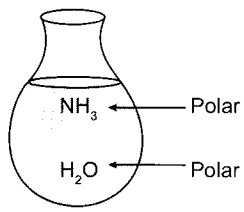
Ejemplos:

Mezcla de agua – aceite:



Son inmiscibles o insolubles.

Mezcla $NH_{3(ac)}$ y H_2O



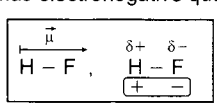
Miscibles o solubles.

◀ MOMENTO DIPOLAR (μ)

El momento dipolo μ es el producto de la carga Q y la distancia r entre las cargas, proporciona una medida de la polaridad de enlace.

$$|\vec{\mu}| = Qr \qquad \text{Debye (D)}$$

En la molécula de fluoruro de hidrógeno hay un desliza-miento de la densidad electrónica del H al F porque el átomo de F es más electronegativo que el átomo de H.



Entonces, el enlace HF es polar.
$|\vec{\mu}|$: módulo del momento dipolar.
Q: carga del electrón: $4{,}8 \times 10^{-10}$ ues
r: longitud de enlace.

Ejemplo:

Para el HCl:

$r_{HCl} = 1{,}27$ Å $\quad |\vec{\mu}_{HCL\ \text{iónico}}|$

$Q = 4{,}8 \times 10^{-10}$ ues

Hallar % carácter iónico.

Resolución:

$|\vec{\mu}| = 4{,}8 \times 10^{-10}(1{,}27 \times 10^{-8}) = 6{,}1$ Debye

$$\%\ \text{carácter iónico} = \frac{\mu\ \text{observado}}{|\mu|\text{iónico}} \times 100$$

	μ observado	r (Å)	% carácter iónico
HF	1,92	0,92	43
HCl	1,08	1,27	18
HBr	0,78	1,41	12
HI	0,38	1,61	5

$$\%\ \text{carácter iónico} = \frac{1{,}08}{6{,}1} \times 100 = 17{,}7\%$$

◀ POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS

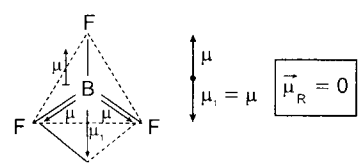
Molécula no polar (apolar). Una molécula es no polar si el momento dipolar resultante es igual a cero:

$$\mu_R = 0$$

También se puede observar que las moléculas están orientadas simétricamente.

Ejemplos: CO_2, BF_3

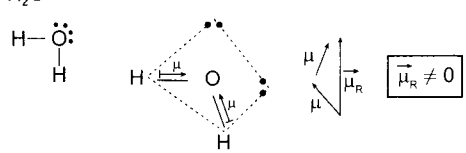
- CO_2 $\mu_R = +\mu - \mu = 0$
- BF_3



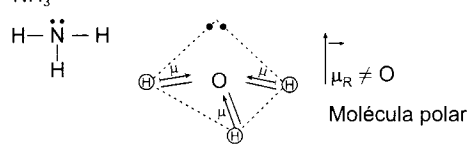
Molécula polar. Una molécula es polar si el momento dipolar resultante es diferente de cero: $\mu_R \neq 0$, también se puede observar que los átomos alrededor del átomo central están orientados asimétricamente o el átomo central contiene electrones libres.

Ejemplos: H_2O, NH_3, HNO_3

- H_2O

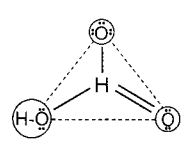


- NH_3



Molécula polar

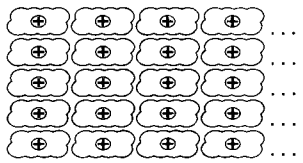
- HNO_3



Geometría asimétrica
∴ molécula polar

ENLACE METÁLICO

Es un enlace propio de los elementos metálicos que les permite actuar como molécula monoatómica. Los electrones cedidos se encuentran trasladándose continuamente de un átomo a otro formando una densa nube electrónica. La movilidad de los electrones se debe a la elevada conductividad eléctrica de los metales.



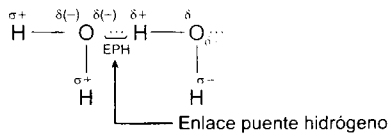
e_S^- **en movimiento (mar de** e_S^-)

FUERZAS INTERMOLECULARES

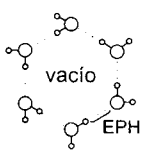
Son fuerzas de atracción que mantienen unidas a las moléculas. Son responsables de la existencia de los estados condensados de la materia: líquidos y sólidos.

Enlace puente de hidrógeno (EPH)

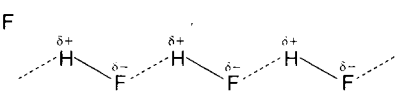
Es un enlace intermolecular, que se origina entre el átomo de hidrógeno y átomos de electronegatividad con pequeño volumen atómico como el (F, O y N). En la molécula del agua (H_2O).



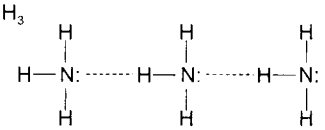
A este enlace se debe la disminución anómala de la densidad del agua, se origina cuando el agua se solidifica, este fenómeno se explica con la formación de los enlaces puente de hidrógeno entre moléculas de agua en los cristales de hielo, originándose un incremento de volumen; de tal manera que la densidad del hielo es menor que la densidad del agua líquida.



HF



NH_3



Fuerzas de Van der Waals

Fl dipolo-dipolo. Esta fuerza intermolecular se efectúa en moléculas polares.

Fl dipolo–instantáneo (Fuerzas de dispersión de London). Son fuerzas intermoleculares muy débiles que se efectúan entre moléculas apolares. También se incluyen a los gases nobles.

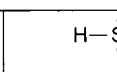
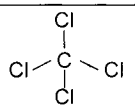
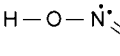
Ejemplos:

1. Identificar las moléculas que tienen fuerzas de dispersión y dipolo–dipolo simultáneamente.

   I. H_2Se II. CCl_4 III. O_3
   IV. SO_3 V. HNO_2

   Resolución

   Desarrollo de estructuras Lewis:

H_2Se		Irregular (polar)
CCl_4		Regular (apolar)
O_3		Irregular (polar)
SO_3		Regular (apolar)
HNO_2		Irregular (polar)

   Presentan tanto dipolo–dipolo como fuerzas de London:

   H_2Se, O_3, HNO_2
   (I) (III) (V)

2. Señalar las moléculas que tienen puentes de hidrógeno.

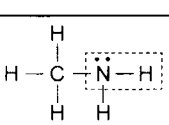
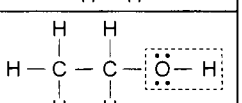
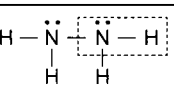
   I. CH_3NH_2 II. CH_3CH_2OH III. $NH_2 - NH_2$
   IV. CH_4 V. H_2S

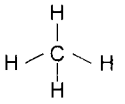
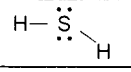
   Resolución:

   El enlace puente de hidrógeno se presenta en moléculas de elevada polaridad donde encontramos las uniones.

H – F	H – O	H – N

   Las moléculas:

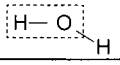
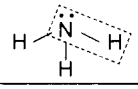
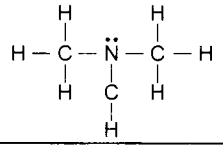
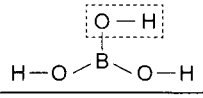
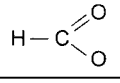
CH_3NH_2	
CH_3CH_2OH	
NH_2NH_2	

CH_4	
H_2S	

Poseen enlace puente de hidrógeno:
CH_3NH_2 (I)
CH_3CH_2OH (II)
NH_2NH_2 (III)

3. De la relación de sustancias, ¿cuántas de ellas presentan enlace tipo puente de hidrógeno, en estado condensado?
$H_2O_{(l)}$, $HCN_{(l)}$, $HCl_{(l)}$, $HF_{(l)}$, $NH_{3(l)}$, $CH_3N(CH_3)_{2(l)}$, $B(OH)_{3(s)}$, $HCHO_{(l)}$

Resolución:

H_2O	
HCN	$H-C\equiv N$
HCl	$H-Cl$
HF	
NH_3	
$CH_3N(CH_3)_2$	
$B(OH)_3$	
HCHO	

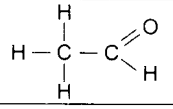
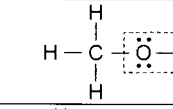
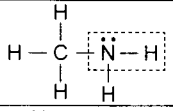
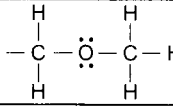
Por lo tanto, 4 sustancias presentan puente de H

4. Determinar cuál(es) de las siguientes sustancias presenta(n) enlace puente hidrógeno.

I. CH_3-CHO II. CH_3OH
III. CH_3NH_2 IV. CH_3COCH_3

Resolución:

Desarrollo de estructuras Lewis:

CH_3CHO	
CH_3OH	
CH_3NH_2	
CH_3COCH_3	

Por lo tanto, presentan puente de H:

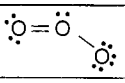
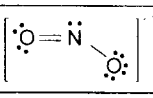
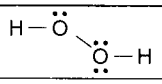
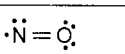
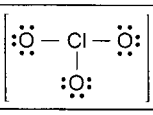
CH_3OH (II)
CH_3NH_2 (III)

5. Indicar cuántas moléculas cumplen la regla de octeto:

O_3, NO_2^-, H_2O_2, NO, ClO_3

Resolución:

Desarrollo de estructuras Lewis:

O_3	
NO_2^-	
H_2O_2	
NO	
ClO_3^-	

Se observa que en el H_2O_2(H) y NO (N) existen átomos que no cumplen el octeto.
Por lo tanto, 3 sustancias cumplen el octeto.

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
   I. Si una molécula presenta enlaces polares, entonces dicha molécula es polar.
   II. Una molécula es polar si su momento dipolar resultante neto es diferente de cero.
   III. El ozono (O_3) es una molécula cuyo momento dipolar (μ) es diferente de cero.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Falso**
La polaridad molecular no depende de los enlaces interatómicos, sino de la forma geométrica de la molécula, por ejemplo:

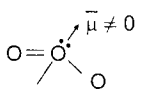
$BeCl_2$: $Cl-Be-Cl$ (enlaces polares)

(molécula apolar)

II. **Verdadero**
De acuerdo al momento dipolar resultante, ($\overline{\mu}_n$) se tiene:
- Molécula polar: $\overline{\mu}_2 \neq 0$
- Molécula apolar: $\overline{\mu}_2 = 0$

III. **Verdadero**
La molécula del ozono (O_3) su átomo central posee momento dipolar ($\overline{\mu}$) para los pares de electrones libres.

O_3: $\overline{\mu} \neq 0$



2. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda.
   I. Las fuerzas intermoleculares llamadas fuerzas de Van der Waals no son tan fuertes como las fuerzas intramoleculares.
   II. La intensidad de las fuerzas de Van der Waals disminuye al aumentar las distancias entre las moléculas, por lo tanto, dichas fuerzas no tienen mucha importancia en el estado gaseoso.
   III. Las fuerzas de Van der Waals como: dipolo-dipolo; dipolo instantáneo-dipolo inducido son importantes en el estado líquido y sólido, donde las moléculas están próximas entre sí.

Resolución:

Respecto a las fuerzas de Van der Waals

I. **Verdadero**
Se manifiesta a nivel molecular, por lo que es menos intenso que los enlaces interatómicos (intramoleculares).

II. **Verdadero**
Es efectiva a cortas distancias, por lo que tienen mayor importancia en los estados condensados: sólido y líquido.

III. **Verdadero**
Se tienen los tipos:
- Dipolo–dipolo.
- Dipolo instantáneo–dipolo inducido.

3. Indicar verdadero (V) o falso (F):
   I. Los metales y no metales al combinarse siempre forman enlace iónico.
   II. El enlace es iónico siempre que la diferencia de electronegatividades entre dos átomos es mayor o igual que 1,9 según la escala de electronegatividades de Linus Pauling, por ejemplo en el HF.
   III. NaCl, K_2SO_4 y NH_4Cl son compuestos iónicos.

Resolución:

En base a las proposiciones:

I. **Falso**
Existen casos donde la unión metal/no metal no produce enlace iónico.
$BeCl_2$, $AlCl_3$: covalentes

II. **Falso**
Para que un compuesto binario (xy) sea iónico se debe cumplir:
$\Delta EN > 1,9$
En el HF en (H = 2,1; F = 4)
$\Delta EN = 1,9$: covalente

III. **Verdadero**
Son iónicos los compuestos NaCl, K_2SO_4 y NH_4Cl ya que sus estructuras son:

$Na^+[:\ddot{Cl}:]^{-1}$ $\quad 2K^+[SO_4]^{-2}$ $\quad NH_4^+[:\ddot{Cl}:]^{-1}$

4. Indicar cuáles son las proposiciones correctas:
   I. El enlace iónico se produce por transferencia de electrones.
   II. Cuando se enlazan un átomo metálico con uno no metálico se forma un enlace iónico.
   III. Para un compuesto binario, si la diferencia de electronegatividades de sus átomos es menor o igual a 11,9 se dice que el enlace es iónico.

Resolución:

Respecto al enlace iónico:

I. **Verdadero.**
Proceso de formación:

METAL $\xrightarrow{e^-}$ NO METAL

(Catión) $\equiv$ (Anión)

Atracción electrostática

II. **Verdadero**
Por lo general, el catión tiene origen no metálico, por ejemplo:

$$NaCl \longleftrightarrow Na^{+} \equiv Cl^{-}$$

(Na: Metal; Cl: No metal)

III. **Falso**
En un compuesto binario (2 elementos), se cumple.

$$\boxed{\Delta EN > 1{,}9}$$

5. Con respecto al elemento $_{35}E$, indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F) según correspondan:
I. Tiene un electrón desapareado.
II. Pertenece al 3.er período.
III. Se trata de un halógeno.

Resolución:
Para un elemento E(Z = 35)
CE: (Ar) $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
I. **Verdadero**
Presenta 1e⁻ desapareado en $4p^5$:

$$\underline{\uparrow\downarrow}\ \ \underline{\uparrow\downarrow}\ \ \underline{\uparrow}$$

II. **Falso**
Se observa de su configuración que presenta 4 niveles:
Por lo tanto, período: 4
III. **Verdadero**
Su configuración electrónica terminal es:

$$CE: \overline{4s^2\ 4p^5}$$
$$\overline{VIIA}$$

Por lo tanto, es un halógeno.

6. Según el siguiente proceso:

$$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{C}}\ell: + \cdot\dot{\underset{\cdot\cdot}{C}}\ell: \longrightarrow :\dot{\underset{\cdot\cdot}{C}}\ell - \dot{\underset{\cdot\cdot}{C}}\ell:$$

Marcar verdadero (V) o falso (F):
I. Se libera energía.
II. La molécula de cloro (Cl_2) posee mayor estabilidad que los átomos de Cl.
III. En la molécula de Cl_2 cada átomo cumple la regla del octeto.

Resolución:
De acuerdo al proceso:

$$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{C}}l\cdot + \cdot\dot{\underset{\cdot\cdot}{C}}l: \longrightarrow :\dot{\underset{\cdot\cdot}{C}}l:\dot{\underset{\cdot\cdot}{C}}l:$$

I. **Verdadero**
Corresponde a un proceso de formación de enlace (exotérmico), se libera energía.
II. **Verdadero**
Se cumple: Energía: Cl > Cl_2
Estabilidad: Cl < Cl_2
III. **Verdadero**
Se observa que la molécula del Cl_2 cumple con el octeto electrónico.

7. Indicar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F) según corresponda:
I. Los compuestos iónicos son sólidos de alto punto.
II. La estructura de Lewis del compuesto iónico formado por sodio y azufre es:

$$2Na^{+}\ \left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{S}}:\right]^{2-}$$

III. Los compuestos iónicos generalmente están formados por un metal de bajo potencial de ionización y un no metal de alta electroafinidad.

Resolución:
Respecto a los compuestos iónicos:
I. Verdadero
Debido a la elevada intensidad de la atracción electrostática, todos son sólidos cristalinos de puntos de fusión entre moderados y altos (mayores a 400° C).
II. El sodio, (metal) y el azufre (no metal) forman (el compuesto iónico: Na_2S
Cuya estructura es:

$$2Na + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{S}}\cdot \longrightarrow 2Na^{-}\ \left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{S}}:\right]$$

III. Verdadero
Por lo general, se presentan por la unión de un metal (IA, IIA) de baja energía de ionización, con un no metal (VIA, VII A), de alta electronegatividad.

8. Hacer la notación Lewis del compuesto que forman los elementos A (Z = 13) con B (Z = 9) indicar además, la fórmula del compuesto:

I. $AB_2 : A^{2+}\ 2\left(:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{B}}:\right)$ II. $AB\ ; A^{-}\left(:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{B}}:\right)$

III. $A_3;\ 3A^{+}\left(:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{B}}:\right)^{3-}$ IV. $AB_3;\ A^{3+}\ 3\left(:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{B}}:\right)^{-}$

V. $A_2B;\ 3A^{-}\left(:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{B}}:\right)^{2-}$

Resolución:
Para los elementos:
$_{13}A$ CE: [Ne] $\underline{3s^2 3p^1}$ $\dot{A}\cdot$ (metal)
$_{9}B$ CE: $1s^2 2s^2 2p^5$ $\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{B}}:$ (metal)
Si forman un compuesto iónico, su estructura es:

$$A^{3+} + B^{1-} \longrightarrow AB_3$$

$$\dot{A}\cdot + 3\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{B}}: \longrightarrow A^{3+}\ 3\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{B}}:\right]^{1-}$$

9. Señale la notación de Lewis correcta, del compuesto iónico formado por magnesio y nitrógeno.

I) $Mg^{2+}\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}:\right]^{3-}$ II) $3\ [Mg]^{2+}\ 2[N]^{3-}$

III) $3Mg^{2+}\ 2\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}:\right]^{3-}$ IV) $2Mg^{3+}\ 3\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}:\right]^{2-}$

V) $Mg:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}\cdot$

Resolución:

El átomo de magnesio (Mg) y el átomo de nitrógeno (N), forman un compuesto iónico:

Mg (IIA) $\quad \cdot\dot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Mg}}}\cdot$ $\quad$ Metal

N (VA) $\quad \cdot\dot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{N}}}\cdot$ $\quad$ No metal

$Mg^{2+} + N^{3-} \longrightarrow Mg_3N_2$

$3\ \cdot\dot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Mg}}}\cdot + 2\ \cdot\dot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{N}}}\cdot$

$3\ \dot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Mg}}}^{2-}\ 2\left[:\dot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{N}}}:\right]^{3}$

10. Respecto al enlace químico, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Se produce entre dos o más átomos, cuando las fuerzas que actúan entre ellos conducen a la formación de un agregado estable.

II. Cuando se produce el enlace químico, los electrones de valencia de los átomos que participan se reorganizan de modo que se establece una fuerza neta de atracción.

III. La longitud de enlace es la distancia que se establece entre las especies participantes y es aquella a la cual el sistema adquiere su mayor energía.

Resolución

Respecto a los enlaces químicos:

I. **Verdadero**
Su formación tiene como base, la estabilidad química.

Átomos $\longrightarrow$ Agregados atómicos
(inestable) (estable)

II. **Verdadero**
Al aproximarse los átomos, sus electrones de valencia interactúan (se aparean), lo cual generan fuerzas de atracción.

III. **Falso**
El enlace aparece cuando la distancia internuclear es tal, que la fuerza de atracción es máxima y la energía del sistema es mínimo.

11. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Un enlace iónico se forma cuando se transfiere de un átomo a otro, creando así iones positivos y negativo y negativos los cuales se atraerán.

II. Teniendo en cuenta la representación de Lewis, en el NaCl (cloruro de sodio), el par de electrones de enlace forma parte de la capa de valencia del cloro.

III. El enlace iónico se produce entre un metal (de baja energía de ionización y baja electrónegatividad) y un no metal (de alta electronegatividad y alta afinidad electrónica).

Resolución:

El enlace iónico:

I. **Verdadero**
La transferencia de los electrones produce iones de cargas opuestas los cuales se atraen (fuerzas electrostáticas).

II. **Verdadero**
En el caso del NaCl:

$$Na + 3\cdot\dot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{CL}}}: \longrightarrow Na^{+}\left[:\dot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{CL}}}:\right]^{1-}$$

El cloro posee 8e$^-$ en su capa de valencia.

III. **Verdadero**
Por lo general, se presenta entre un metal y a que este posee baja energía de ionización, con un nometal ya que este posee alta electronegatividad.

12. Indicar el enunciado incorrecto:

I. Los orbitales sp^2 presentan una separación de 120°.

II. Los orbitales sp resultan de combinar el orbital s y los 3 orbitales p.

III. La orientación de los orbitales sp^3 es tetraédrica con ángulos de 109°280'.

IV. Los orbitales sp^2 son tres.

V. Se forman dos orbitales híbridos sp al mezclarse un orbital s y un orbital p.

Resolución:

Hibridizaciones para orbitales s y p, se tienen:

sp	2 orbitales sp (1s + 1p)	—X— lineal (180°)
sp^2	3 orbitales (1s + 2p)	—Ẍ angular
		X trigonal (120°)
sp^3	4 orbitales sp^3 (1s + 3p)	—Ẍ angular
		X piramidal
		X Tetraédrica (109°28')

Se observa que los orbitales hibridos sp resultan de combinar orbital s y un orbital p.

13. Indicar la alternativa que contiene especies químicas con geometría angular, piramidal y trigonal plana respectivamente:

I. H_2O , O_3 , NO_3^-

II. H_2S , NH_3 , CO_2

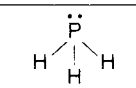
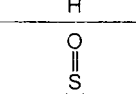
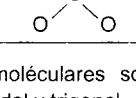
III. H_2O , PH_3 , SO_3

IV. SO_2 , NH_3 , $BeCl_2$

V. SO_2 , CO_3^{2-} , NH_4^+

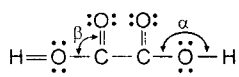
Resolución:

A continuación se indican 5 tríos de especies covalentes, de los cuales escogemos:

H_2O	
PH_3	
SO_3	

Cuyas geometrías moleculares son respectivamente angular, piramidal y trigonal.

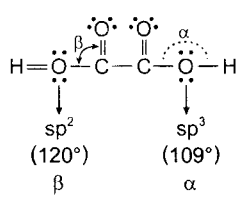
14. Indicar los valores aproximados de los ángulos de enlace α, β respectivamente en:



I) 120° y 120° II) 109° y 120°
III) 109° y 107° IV) 90° y 120°
V) 180° y 120°

Resolución:

De la estructura dada se observa:



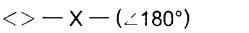
15. A continuación, se muestran las geometrías moleculares de algunas moléculas.

I. Angular II. Piramidal III. Lineal
IV. Tetraédrico V. Triangular

¿Cuál de ella está asociada a una hibridación sp?

Resolución:

La hibridación sp:
Se produce a partir de la combinación de los orbitales:
1s
1p
Puros para formar 2 orbitales híbridos sp, que se orientan de forma opuesta en el mismo eje según:



Por lo que el compuesto formado posee geometría molecular lineal.

16. El diamante es un cristal formado por átomos de carbón, dichos átomos están unidos por enlaces de tipo:

Resolución:

El diamante es un ejemplo de los cristales que mantienen unidas sus partículas por enlaces covalentes en tres dimensiones, cada átomo de carbono está unido a otros cuatro por un modelo tetraédrico. El modelo es similar al de los compuestos orgánicos y la distancia del enlace covalente C – C es de $1{,}54 \times 10^{-10}$ m, como en los compuestos saturados. El diamante, estable y de empaquetamiento compacto, tiene la resistencia máxima a los agentes mecánicos y químicos. En vez de fundirse se sublima a 3500°C. Luego los átomos están unidos por enlaces covalentes.

17. Cuando se unen dos átomos de hidrógeno para formar una molécula: ¿Qué relación hay entre la energía de la molécula y la suma de las energías de los dos átomos?

Resolución:

Los átomos que forman la molécula se atraen; esta atracción es el enlace químico, al que contribuyen los electrones de la última capa llamados electrones de valencia. La fuerza de unión es la fuerza del enlace.
La energía total del agregado atómico (molécula) de un compuesto es menor que la suma de energías de los átomos aislados. Así se explica la estabilidad de los compuestos. En la naturaleza se observa que siempre hay tendencia de formación de sustancias con menor contenido energético.

18. Con respecto a las propiedades de los compuestos iónicos, indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

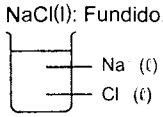
I. A temperatura ambiente, son sólidos con altos puntos de fusión y ebullición.
II. Son conductores de la electricidad en estado fundido o en solución acuosa.
III. Forman moléculas.

Resolución:

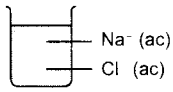
Propiedades de los compuestos iónicos:

I. **Verdadero**
Debido a la elevada intensidad de la atracción electrostática a temperatura ambiente (25 °C) todos son sólidos con altos puntos de fusión (mayor a 400 °C).
Ejemplo: Cloruro de sodio
NaCl T_f= 801 °C

II. **Verdadero**
Solo fundidos o en solución acuosa conducen la electricidad.
- NaCl(l): Fundido.



- NaCl(ac): Disuelto en agua



Los iones poseen movilidad, esto asegura la conducción eléctrica.

II. **Falso**
Existen como sólidos cristalinos no poseen moléculas.

∴ VVF

19. ¿Cuáles de las estructuras de Lewis son incorrectas?

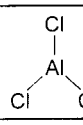
I. $AlCl_3$: $Al^{3-}\ 3\left[:\ddot{\underset{\times}{\underset{\times}{O}}}:\right]^{2-}$

II. Al_2O_3 : $Ai^{3-}\ 3\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}}:\right]^{1-}$

III. $Al(NO_3)_3$: $Al^{3+}\ 3\ [NO_3]^{1-}$

Resolución:

Para los compuestos:

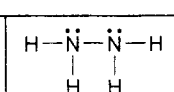
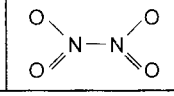
Fórmulas	Notaciones	Estructura
$AlCl_3$	$\overset{\times}{\underset{\times}{Al}}_{\times}\ \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}}:$	
Al_2O_3	$\cdot\ddot{Al}\ \ \overset{\times\times}{\underset{\times}{\times\ddot{O}\times}}$	$2Al^{+3}\ \ 3\left[:\ddot{\underset{\times\times}{\underset{\times\times}{O}}}:\right]^{-2}$
$Al(NO_3)_3$	$\cdot\ddot{Al}\ \ NO_3^{-1}$	$Al^{+3}\ 3\ [NO_3]^{-1}$

El $AlCl_3$ en un compuesto covalente (Excepción); de acuerdo al problema se observa que I y II poseen estructura incorrecta.

20. ¿Cuántos enlaces σ y π, respectivamente, hay en la hidrazina (N_2H_4) y en el tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4)?

Resolución:

Estructuras de los compuestos de nitrógeno siguientes:

N_2H_4		5σ 0π
N_2C_4		5σ 2π

Se cuentan respectivamente:
5π, 0π, 5π y 2π

21. A continuación se muestran las siguientes estructuras:

H_2O, SO_2, H_2O, CO_2, $ALCl_3$, CH_3OH, NF_3, O_3 y N_2.

¿Cuántas moléculas son no polares con enlaces apolares?

Resolución:

La polaridad o apoiaridad de las moléculas depende de la geometría de estas:
Molécula polar: irregular.
Molécula apolar: regular.

Moléculas	Estructura	Simetría
H_2	H — H	Regular (Apolar)
SO_2		Irregular (Polar)
CO_2	O = C = O	Regular (Apolar)
H_2O		Irregular Apolar)
CH_3OH		Irregular (Polar)
NF_3		Irregular (Polar)
O_3		Irregular (Polar)
N_2	N ≡ N	Regular (Apolar)
$AlCl_3$		Regular (Apolar)

Por lo tanto, son apolares con enlaces apolares: 2 H_2 y N_2

22. En relación a la estructura de Lewis de la molécula siguiente, indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

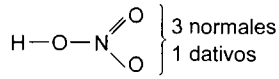
I. El número de enlaces coordinados es menor que el número de enlaces covalentes normales.
II. Tiene solo enlaces sigma (σ).
III. Tiene solo enlaces covalentes polares.
IV. Presenta estructuras resonantes de Lewis.

Resolución:

De acuerdo a la estructura Lewis del HNO_3:

I. Verdadero
Como la notación Lewis del nitrógeno es:

∴ Estructura:



II. **Falso**
Al poseer un enlace doble, posee un enlace tipo pi (π).

III. **Verdadero**
Sus cuatro enlaces son polares ya que la unión es de nometales diferentes.

IV. **Verdadero**
Los electrones "π" pueden modificar su posición, por lo que el compuesto presenta resonancia:

∴ VFVV

23. Indique verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

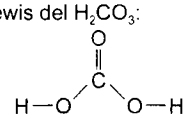
I. En un enlace covalente múltiple, el enlace pi (π) es más estable que el enlace sigma (σ).
II. En una molécula de H_2CO_3 existe 5 enlaces sigma (σ) y un enlace pi (π).
III. El enlace pi (π) se efectúa entre orbitales atómicos p, por encima y por debajo del eje internuclear.

Resolución:

Respecto a las afirmaciones:

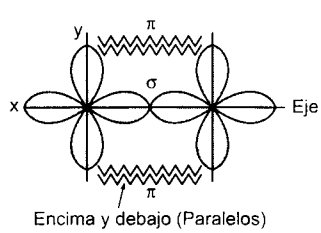
I. **Falso**
De acuerdo al contenido energético de los enlaces tipo π y σ; se tiene:
Energía: π > σ
Estabilidad: π < σ

II. **Verdadero**
Estructura Lewis del H_2CO_3:



Enlaces:
4 simples: 4σ
1 doble: 1π y 1σ
Total: 5σ y 1π

III. **Verdadero**
Uniones tipo π y σ en orbitales atómicos tipo "p"



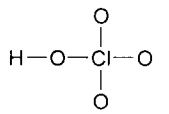
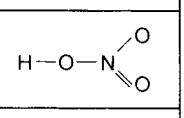
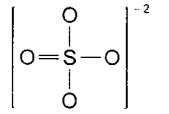
Encima y debajo (Paralelos)

∴ FVV

24. Indique cuántos enlaces dativos tiene cada compuesto:
I. $HClO_4$ II. HNO_3 III. SO_4^{2-}

Resolución:

Estructuras Lewis para los compuestos siguientes:

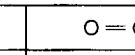
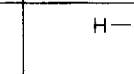
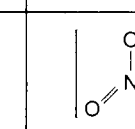
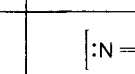
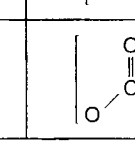
$HClO_4$		
HNO_3		
SO_4^{-2}		

Observamos enlaces dativos en las cantidades respectivas: 3, 1, 2

25. ¿Cuál de las siguientes especies hay el menor número de enlaces π?
I. CO_2 II. H_2S III. NO_3^-
IV. NO^- V. CO

Resolución:

Para que se presente enlace "p" en una molécula, debe haber por lo menos un enlace doble o triple.
Los compuestos:

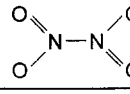
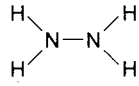
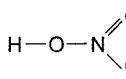
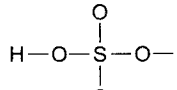
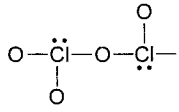
CO_2	
H_2S	
NO_3	
NO+	
CO_3^{2}	

Se observa que el H_2S posee o enlaces "π"

26. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta el mayor número de pares enlazantes?
I. N_2O_4 II. N_2H_4 III. HNO_3
IV. H_2SO_4 V. Cl_2O_5

Resolución:

Los electrones enlazantes representan los pares de electrones compartidos:

N_2O_4	
N_2H_4	
HNO_3	
H_2SO_4	
Cl_2O_5	

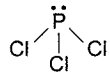
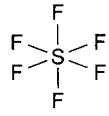
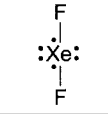
El N_2O_4, posee mayor número de electrones enlazantes ($14e^-$)

27. Determine las sustancias cuyas moléculas no cumplen la regla del octeto.

I. $BeBr_2$ II. PCl_3
III. SF_6 IV. XeF_2

Resolución:

Desarrollamos la estructura para observar el octeto:

$BeBr_2$	Br — Be — Br
PCl_3	
SF_6	
XeF_2	

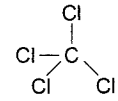
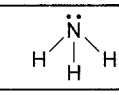
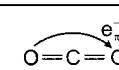
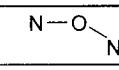
No cumplen el octeto:
Be($4e^-$); S($12e^-$); Xe($10e^-$)
Por lo tanto I, III y IV

28. Prediga cuántas de las siguientes moléculas presentan resonancia:

CCl_4, NH_3, $BaCl_2$, CO_2, N_2O

Resolución:

Los compuestos:

CCl_4	
NH_3	
$BeCl_2$	Cl — Be — Cl
CO_2	
N_2O	

Solo posee resonancia el CO_2 (tiene e^-_π)
∴ Rpta.: 1

29. Indique qué especies químicas presentan resonancia:

I. NO^- II. CO_3^{2-} III. N_3H IV. N_2O_4

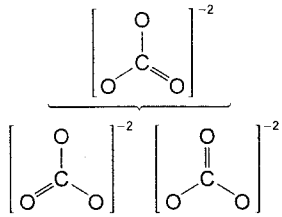
Resolución:

La resonancia se presenta cuando una especie covalente (molécula o ion) presenta más de 1 estructura Lewis posible.
Esto se debe a la deslocalización de sus electrones tipo "π"
Las especies:

I. NO^+

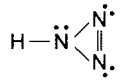
No posee resonancia ya que por lo menos debe haber tres átomos.

II. CO_3^{-2}



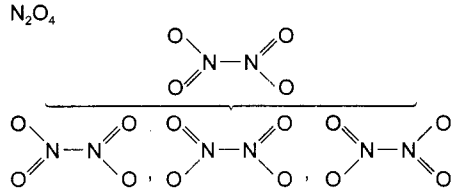
Posee 3 estructuras equivalentes

III. N_3H



No posee resonancia ya que los electrones π, no pueden moverse a otra posición equivalente.

IV. N_2O_4



Por lo tanto, posee resonancia: II y IV.

30. En base a los datos presentados en la siguiente tabla, indique con verdadero (V) o falso (F) las proposiciones siguientes:

Elemento	H	C	O
Electronegatividad	2,1	2,5	3,5
Número atómico	1	6	8

I. Se puede decir que el enlace entre H — C es más polar que H — O.
II. Se formará un enlace covalente entre cualquiera de estos elementos.
III. En el enlace H—O el momento dipolar es un vector que está dirigido desde el H hacia el O.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Falso**
Polaridad del enlace, es proporcional a la " ΔEN".
$\underbrace{H-C}_{\Delta EN = 0,4} < \underbrace{H-O}_{\Delta EN = 1,4}$

II. **Verdadero**
Los elementos H,C y O son todos nometales, por esa razón entre ellos solo se forman enlaces covalentes.
H — C, H — O, C — O

III. **Verdadero**
Dirección del vector momento dipolar ($\vec{\mu}$):

$$\overset{\delta^+ \quad \delta^-}{H-O} \rightarrow \vec{\mu}$$

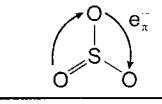
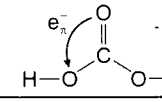
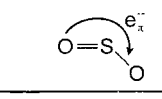
EN(H) < EN(O)

∴ FVV

31. Indique qué estructuras presentan resonancia:
I. SO_3 II. H_2CO_3 III. SO_2
Dato:
Número atómico (Z):
S = 16; H = 1; O= 8; C = 12

Resolución:

De acuerdo a las estructuras

SO_3	
H_2CO_3	
SO_2	

El H_2CO_3 no presenta resonancia ya que no hay otras posibles estructuras (No hay deslocalización) de e^-_π).
Por lo tanto, poseen resonancia I y III

32. Suponiendo que el momento dipolar del enlace solo depende de la electronegatividad, ordene en forma creciente al momento dipolar de los siguientes enlaces.

Resolución:

En momento dipolar ($\vec{\mu}$) de un enlace, es proporcional a la diferencia de electronegatividad o (ΔEN) de los átomos que lo forman:

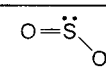
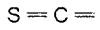
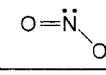
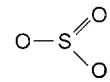
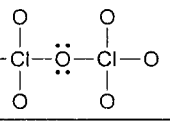
Enlaces	ΔEN
Br — Cl	0,2
F — F	0,0
H — F	1,78
I — F	1,32
Br — F	1,02

Luego el orden creciente de $\vec{\mu}$ es:
F — F, Br — Cl, Br — F, I — F, H — F

33. Indique cuál de las siguientes moléculas contiene a un átomo que no cumple la regla del octeto:
i. SO_2 II. CS_2 III. NO_2
IV. SO_3 V. Cl_2O_7

Resolución:

Desarrollamos las estructuras Lewis para los compuestos:

Moléculas	Estructuras
SO_2	
CS_2	
NO_2	
SO_3	
Cl_2O_7	

Se observa de todos los átomos centrales que el NO_2 no cumple el octeto.
N($7e^-$)

34. ¿Qué enlace posee mayor momento dipolar ($\vec{\mu}$)?
I. H — S II. H — Se III. H — Te
IV. H — H V. H — O

Resolución:

Para los hidruros de los anfígenos (VIA); el momento dipolar es inverso al número atómico:

H — O
H — S
H — Se
H — Te

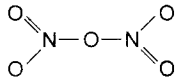
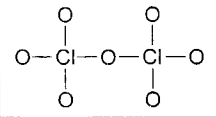
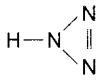
E. N ↑ ; $\vec{\mu}$ ↑ (disminuye en Z)

Por lo tanto es más polar: H — O

35. Determine los enlaces sigma (σ) y pi (π) para las siguientes moléculas.
I. N_2O_5
II. Cl_2O_7
III. N_3H

Resolución:

De acuerdo a las estructuras:

Moléculas	Estructura	Enlaces
N_2O_5		6σ 2π
Cl_2O_7		8σ
N_3H		4σ 1π

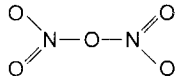
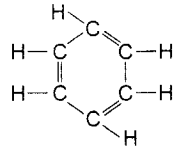
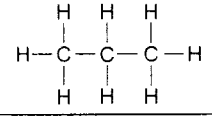
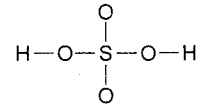
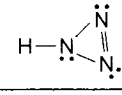
Luego los enlaces σ y π están en las cantidades: 6 y 2; 8 y 0; 4 y 1.

36. Hacer la estructura de Lewis de las moléculas siguientes e indique como respuesta el que tiene mayor cantidad de enlaces sigma (σ) y pi (π).

I. N_2O_5 II. C_6H_6 III. C_3H_6
IV. H_2SO_4 V. HN_3

Resolución:

Identificamos el número de enlaces π y σ en los compuestos:

N_2O_5 (6σ y 2π)	
C_6H_6 (12σ y 3π)	
C_3H_8 (10σ)	
H_2SO_4 (6σ)	
N_3H (3σ y 1π)	

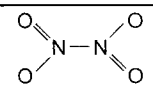
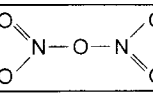
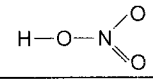
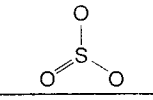
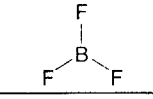
El C_6H_6 posee mayor número de enlaces (π y σ).

37. ¿Cuál de los siguientes compuestos no cumple con la regla del octeto?

I. N_2O_4 II. N_2O_5 III. HNO_3
IV. SO_3 V. BF_3

Resolución:

La regla del octeto establece que los átomos para alcanzar la estabilidad debe adquirir 8 electrones en la capa de Valencia.

N_2O_4	
N_2O_5	
HNO_3	
SO_3	
BF_3	

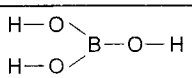
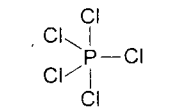
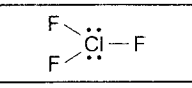
Se observa que el boro del BF_3 no cumple el octeto (Solo $6e^-$).

38. ¿Cuál (es) de las siguientes especies es una excepción del octeto electrónico?

I. H_3BO_3 II. PCl_5 III. ClF_3

Resolución:

Excepciones del octeto electrónico:

H_3BO_3	
PCl5	
ClF_3	

B: Octeto incompleto
P y Cl: Octeto expandido.
Por lo tanto, son excepciones I, II, III.

39. Señale la estructura de Lewis del compuesto formado por los elementos $_{12}Mg$ y $_{7}N$.

Resolución:

Formación de un compuesto iónico a partir de los elementos:

- $_{12}Mg$ (IIA) $\dot{\dot{M}}g$
- $_{7}N$ (VA) $\underbrace{\times\dot{\underset{\times}{\overset{\times}{N}}}\times}$

Notación Lewis

El "Mg" debe transferir $2e^-$ y el "N" debe recibir $3e^-$, por lo que se deben unir en la proporción:

40. Indique que proposición(es) es(son) incorrectas(s):

I. Generalmente cuando existe enlace covalente habrá compartición de uno o más pares de electrones.

II. La diferencia de electronegatividades y el carácter no metálico de las especies que se enlazan, son criterios que ayudan a establecer un enlace covalente; estos no siempre son determinantes.

III. Los compuestos:
SiO_2, Al_2O_3; MgO; $BeCl_2$ y $FeCl_3$ presentan todos sus enlaces covalentes.

Elemento	Si	Al	Mg	Be	Fe	Cl	O
Electro Negatividad	1,8	1,5	1,3	1,5	1,7	3,0	3,5

Resolución:

De acuerdo a las proposiciones:

I. **Correcto**
El enlace covalente se produce normalmente por unión de átomos no metálicos los cuales comparten uno o más pares de electrones.

II. **Correcto**
Generalmente el enlace covalente se verifica cuando se observa:
- Unión de átomos no metálicos
- $O \leq \Delta EN < 1,7$

Pero esto no siempre es determinante.
Ejemplo: Los compuestos covalentes:
- $BeCl_2$: Metal – nometal
- HF: $\Delta EN = 1,9 > 1,7$.

III. **Incorrecto**
Los compuestos siguientes poseen por enlaces interatómicos:

SiO_2, $BeCl_2$ } Covalente (comparten e_s^-)

AlO_3, MgO, $FeCl_3$ } iónico (catión – anión)

Por lo tanto, es incorrecto solo III

41. ¿Cuántos enlaces covalentes normales existen en cada una de las sustancias siguientes: O_3, N_2O_4, SO_2 y CO, respectivamente?

Resolución:

De acuerdo al aporte de electrones se tienen dos tipos de enlaces covalentes:

- Normal: Ambos átomos lo aportan
- Dativo: Solo uno de los dos átomos lo hace.

En las moléculas dados podemos observar.

Molécula	Átomos	Estructura	Enlaces
O_3	·Ö:	O=Ö–O	1 N 1 D
N_2O_4	·N·	O₂N–NO₂	3 N 2 D
SO_2	·S:	O=S–O	1 N 1 D
CO	·C·	←C=O	1 N 1 D

1, 3, 1, 1 (Normales: N) Y 1, 2, 1, 1 (dativos: D)

42. Señale la notación de Lewis del compuesto iónico que es incorrecta:

I. $Na_2O : 2Na^+ [:\ddot{O}:]^{2-}$

II. $CaF_2 : Ca^{2+} 2[:\ddot{F}:]^{1-}$

III. $K_3N : 3K^+ [:\ddot{N}:]^{3-}$

IV. $AlF_3 : Al^{3+} 3[:\ddot{F}:]^{1-}$

V. $Al_2O_3 : 3Al^{2+} 2[:\ddot{O}:]^{3-}$

Resolución:

Estructura Lewis de compuestos iónicos:

Fórmula	Átomos	Compuesto
Na_2O	$\dot{N}a$ ·Ö:	$2Na^+ [:\ddot{O}:]^{2-}$
CaF_2	$\dot{C}a$ ·F:	$Ca^{+2} 2[:\ddot{F}:]^{-1}$
k_3N	$\dot{K}$ ·N·	$3K^+ [:\ddot{N}:]^{-3}$
AlF_3	×Al ·F:	$Al\ 3[:\ddot{F}:]^{-1}$
Al_2O_3	×Al ·Ö:	$2Al^{+3}\ 3[:\ddot{O}:]^{-2}$

Se observa del problema que el compuesto Al_2O_3 no lleva la notación correcta.

43. Indique si la proposición es verdadera (V) o falsa (F), según corresponda:

I. En el CO hay un enlace covalente coordinado.

II. La polaridad de un enlace covalente está directamente relacionado con la diferencia de electronegatividad de los átomos que lo forman.

III. En los enlaces múltiples se forman enlaces σ y π.

Resolución:

De las afirmaciones:

I. Verdadero
Estructura del monóxido de carbono: "CO"

·C· ×Ö×
IVA IVA

:C::Ö: ⟶ :C≡O:
enlace dativo

II. **Verdadero**
Polaridad del enlace covalente:
- Polar (átomos diferentes): ΔEN
- Apolar (átomos iguales): $\Delta EN=O$

III. **Verdadero**
Se forma enlace covalente múltiple cuando se comparte 2 o 3 pares de electrones:
- Doble: $A \overset{4e}{=} B$ $(1\pi$ y $1\sigma)$
- Triple: $A \overset{6e}{\equiv} B$ $(2\pi$ y $1\sigma)$

$\therefore$ VVV

44. ¿Cuál será la configuración de Lewis del elemento que posee dos isótopos, sabiendo que la suma de los neutrones de estos es 15 y la suma de sus números de masa es 29?

Resolución:

Los isótopos tienen igual número atómico.

Se tiene: $\Sigma N° = 15$ $\quad \Sigma A = 29$ donde

$A = N° + Z$ $\quad A_1 = N_1^0 + Z$

A_1A_2 $\quad A_2 = N_2^0 + Z$

X X $\quad \Sigma A = \Sigma N° + 2Z$

Z Z

$29 = 15 + 2Z$ $\quad 29 - 15 = 2Z \quad Z = 7$

Para efectuar la configuración de Lewis debe saberse cuántos electrones de valencia tiene $Z = 7$ $1s^2, 2s^2, 2p^3$ luego tiene $5e^-$ de valencia porque tiene $5e^-$ en su último nivel energético. Entonces se trata del nitrógeno (grupo VA).

Los electrones de valencia se marcan con aspas rodeando al símbolo químico.

$\overset{\times\times}{\underset{\times}{\times N\times}}$

45. Con respecto a las propiedades de los compuestos covalentes, señale como verdadero (V) o falso (F) las proposiciones siguientes:

I. Son gases, líquidos o sólidos con bajos puntos de fusión.
II. Muchos no se disuelven en líquidos polares como el agua.
III. Al estado sólido son duros y no frágiles.

Resolución:

Propiedades de los compuestos covalentes:

I. **Verdadero**
Debido a la menor intensidad respecto a los compuestos iónicos, pueden existir como:
- Gases: O_2, CO_2
- Líquidos: Br_2, CH_3OH
- Sólidos: Azúcar, I_2

Estos sólidos de bajo punto de fusión.

II. **Verdadero**
La mayoría son apolares por lo que son insolubles en agua ya que este es un compuesto (disolvente) polar.

III. **Verdadero**
Algunos de sus sólidos como el diamante son duros pero frágiles (quebradizos)

$\therefore$ VVV

46. Señale la alternativa que no corresponda a una propiedad de los compuestos covalentes.

I. Poseen bajos puntos de fusión, menor de 400 °C.
II. Generalmente se disuelven en líquidos no polares como el n–hexano $C_6H_{14(l)}$
III. Pueden encontrarse al estado sólido, líquido o gaseoso.
IV. Al estado fundido conducen electricidad.
V. En solución acuosa son electrolitos débiles o no–electrolitos.

Resolución:

Características de los compuestos covalente:

A) **Correcto**
Por lo general sus sólidos poseen bajos puntos de fusión:
Ejemplo: Azúcar

B) **Correcto**
Generalmente son apolares por eso son solubles en solventes apolares como el hexano (C_6H_6)

C) **Correcto**
Pueden encontrarse como sólidos, líquidos o gases.

D) **Incorrecto**
Al no poseer especies con carga eléctrica no conducen la electricidad.

E) **Correcto**
Sus soluciones son moleculares no iónicas y no electrolitos, por eso no conducen la electricidad.

47. Indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:

I. La molécula del agua H_2O es muy polar.
II. Se trata de una molécula paramagnética: NO
III. Una molécula diatómica es polar siempre que su enlace covalente lo sea.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Verdadero**
La molécula del H_2O por ser irregular es polar, pero además el enlace:
H — O (alto ΔEN)
Por lo que su polaridad es extrema.

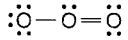
II. **Verdadero**
La molécula del "NO" posee por estructura:

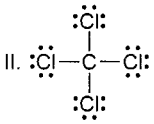
$\underbrace{\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{N}}=\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{O}}:}$
Paramagnético

III. **Verdadero**
Toda molécula diatómica es polar si:
$x - y : x \neq y$

$\therefore$ VVV

48. En las siguientes estructuras de compuestos covalentes, indique aquel compuesto que presenta solo enlaces covalentes normales.

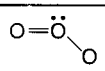
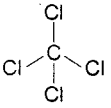
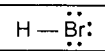
I. 

II. 

III.

Resolución:

Estructuras Lewis

O_3	
CCl_4	
HBr	

Se observa que II y III poseen solo enlaces normales, el O_3 posee enlace dativo.

49. Indique la correspondencia correcta entre fórmula y tipo de polaridad en cada caso.

I. SO_2 : apolar
II. H_2SO_4 : polar
III. HNO_3 : apolar

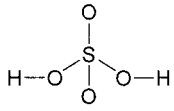
Resolución:

Para los compuestos siguientes:

I. **Incorrecto:**
El compuesto: SO_2 posee por estructura:

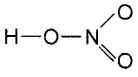
Es irregular, por lo tanto es polar.

II. **Correcto**
El H_2SO_4 posee por estructura:



Es irregular, por lo tanto es polar.

III. **Incorrecto**
Estructura del HNO_3



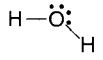
irregular
(polar)

Por lo tanto, es correcto solo II.

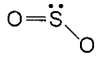
50. Determine la polaridad molecular de los siguientes compuestos: H_2O, SO_2, CH_3Cl

Resolución:

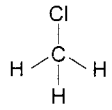
Polaridad molecular:

H_2O 

(irregular: polar)

SO_2 

(irregular: polar)

CH_3Cl 

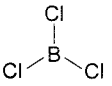
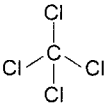
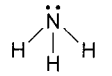
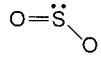
(irregular: porlar)

Por lo tanto, los 3 compuestos son polares.

51. Indique cuántas de las moléculas son polares: BCl_3; CCl_4; BeF_2; SO_2; NH_3

Resolución:

Las estructuras de las moléculas siguientes:

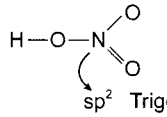
BCi_3		Regular (Apolar)
CCl_4		Regular (Apolar)
NH_3		Irregular (Polar)
BeF_2	F — Be — F	Regular (Apolar)
SO_2		Irregular (Polar)

Luego dos compuestos son polares.

52. Determine la geometría molecular de las siguientes moléculas, respectivamente.
HNO_3, CO, BF_3

Resolución:

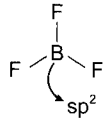
Desarrollamos las estructuras de los compuestos siguientes:

HNO_3 

sp^2 Trigonal Planar

CO :C≡O:

sp (lineal)

BF_3 

sp^2 Trigonal Planar

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

El enlace Al — Cl es apolar

El enlace H — Cl es más polar que el enlace K — Cl

El enlace K — Cl tiene mayor carácter iónico que el enlace Al — Cl

Datos, Z: H = 1, Al = 13, Cl = 17, K = 19

A) Solo I B) Solo II C) Solo III D) I y II E) II y III

Resolución:

De las proposiciones:

Falso (F)

Al EN = 1,5

Cl EN = 3,0

$\Delta EN = 3 - 1,5 = 1,5$

Enlace covalente polar

El enlace es covalente polar cuando:

$0 < \Delta EN < 1,7$

II. **Falso (F)**

El concepto de polaridad está asociado a compuestos en los que se comparten electrones de manera desigual. El enlace H — Cl es covalente polar. El enlace entre el K y el Cl es iónico (transferencia de electrones)

III. **Verdadero (V)**

El carácter iónico de un enlace está asociado con la diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman el enlace. A mayor diferencia será el carácter iónico.

- K EN = 0,8 Cl EN = 3,0
  $\Delta EN = 3 - 0,8 = 2,2$
- Al EN = 1,5 Cl EN = 3,0
  $\Delta EN = 3 - 1,5 = 1,5$

El enlace K — Cl tiene mayor carácter iónico que el enlace Al — Cl.

Clave: C

PROBLEMA 2 (UNI 2012 - I)

El ion sulfato, SO_4^{2-}, es una especie muy estable. ¿Qué puede afirmarse correctamente acerca de esta especie química?

Números atómicos: O = 8; S = 16

I. Es estable debido al gran número de formas resonantes que posee.

II. Tiene geometría tetraédrica.

III. El azufre ha expandido su capa de valencia.

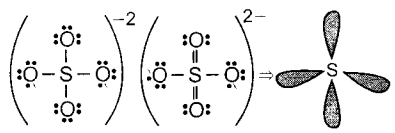
A) Solo I B) Solo II C) Solo III

D) II y III E) I, II y III

Resolución:

Respecto al ion sulfato: $(SO_4)^{2-}$

Se caracteriza por ser muy estable y por presentar diversas estructuras de Lewis que lo pueden representar satisfactoriamente. Muchas de ellas son considerando que el "S" expande su capa de valencia formando enlaces pi que se deslocalizan (Resonancia)



Estructura más probable — Más aceptable por cargas formales — GEOMETRÍA TETRAÉDRICA

Por lo tanto:

I. (V); II. (V); III. (V)

Clave: E

PROBLEMA 3 (UNI 2012 - I)

Si en la molécula de H_3PO_4 los átomos de hidrógeno están unidos a los átomos de oxígeno, determine el número de enlaces tipo sigma (σ) que presenta la molécula.

Números atómicos: H = 1; O = 8; P = 15

Electronegatividades: H = 1,2; O = 3,5; P = 2,1

A) 8 B) 7 C) 6

D) 5 E) 4

Resolución:

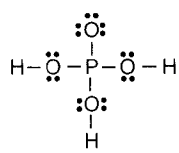
Para el ácido fosfórico: H_3PO_4

Calculando el número de pares de electrones compartidos (P):

$$H_3PO_4 \begin{cases} O = 3(2) + 1(8) + 4(8) = 46 \\ V = 3(1) + 1(5) + 4(6) = 32 \end{cases}$$

$\Rightarrow P = 7$

la lectura de Lewis es:



Por lo tanto, el número de enlaces sigma es igual a 7.

Clave: B

PROBLEMA 4 (UNI 2012 - II)

Dadas las siguientes proposiciones referidas a la molécula de eteno, C_2H_4:

I. Los átomos de carbono e hidrógeno se encuentran en el mismo plano.

II. Los átomos de carbono tiene hibridación sp.

III. Los átomos de carbono están unidos por un enlace sigma (σ) y un enlace pi (π).

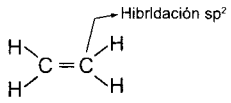
Números atómicos (Z): C = 6; H = 1

Son correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

Resolución:

Molécula de Eteno:



I. Los átomos son coplanares.
II. La hibridación del carbono es sp^2.
III. Para el carbono: doble enlace (1 sigma, 1 pi)
∴ V, F, V

Clave: E

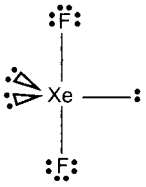
PROBLEMA 5 (UNI 2012 - II)

Señale la alternativa correcta que indique el número de pares de electrones no compartidos alrededor del átomo central en la molécula de XeF_2.
Numero atómico: Xe = 54; F = 9

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

Resolución:

Diagrama Lewis: XeF_2



En la estructura quedan "3 pares no enlazantes"
(3 pares no compartidos)

Clave: D

PROBLEMA 6 (UNI 2013 - I)

Con respecto a los enlaces químicos, indique la alternativa correcta, después de determinar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

I. Las sustancias que presentan enlaces iónicos, en condiciones naturales, siempre se encuentran en estado sólido.
II. La compartición de pares de electrones de valencia, entre átomos que forman enlace, caracteriza al enlace covalente.
III. En el enlace metálico la atracción se produce entre los núcleos cargados negativamente y los electrones deslocalizados.

A) VVV B) VFV C) VFF
D) VVF E) FVV

Resolución:

I. **Verdadero (V)**
Por el tipo de interacción electrostática y ordenamiento cristalino, los compuestos iónicos en condiciones naturales se manifiestan como sólidos.

II. **Verdadero (V)**
El enlace covalente se produce por compartición de electrones de valencia debido al traslape de orbitales atómicos.

III. **Falso (F)**
El enlace metálico se produce mediante atracción de los cationes metálicos hacia los electrones deslocalizados.

Clave: D

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. ¿Cuál de las siguientes alternativas presenta la mayor polaridad de enlace?
Electronegatividades:

C = 2,5; S = 2,5; N = 3,0; O = 3,5 y F = 4,0

A) N - O B) S - F C) C - O
D) O - F E) C - N

2. Indicar qué proposición(es) es (son) incorrecta(s):
I. Generalmente cuando existe enlace covalente habrá compartición de uno o más pares de electrones.
II. La diferencia de electronegatividades y el carácter no metálico de las especies que se enlazan, son criterios que ayudan a establecer un enlace covalente; estos no siempre son determinantes.
II. Los compuestos: SiO_2, Al_2O_3, MgO, $BeCl_2$ y $FeCl_3$ presentan todos sus enlaces covalentes.

Elemento	Si	Al	Mg	Be	Fe	Cl	O
EN	1,8	1,5	1,3	1,5	1,7	3,0	3,5

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

3. Indicar cuál(es) de las siguientes moléculas presenta(n) enlace(s) molecular(es) pi (π).
I. $COCl_2$ II. C_2H_2 III. O_2

A) I, II y III B) Solo I C) Solo III
D) I y II E) I y III

4. Indicar cuál(es) de las siguientes moléculas presenta(n) enlace(s) pi (π).

I. CH_3OH
II. HCN
III. HCHO
Números atómicos: H = 1; C = 6; N = 7; O = 8

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

5. Desarrollar las estructuras moleculares de los siguientes compuestos, según la notación de Lewis:
I. H_2PO_4 II. HNO_3
III. O_3 IV. H_3O^+
V. I_2O_7 VI. $CH_3CH_2CH_3$
Determinar el número de enlaces covalentes coordinados en total.

A) 4 B) 8 C) 10
D) 11 E) 7

6. Con respecto a las propiedades de los compuestos covalentes, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. Son gases, líquidos o sólidos con bajos puntos de fusión.
II. Muchos no se disuelven en líquidos polares como el agua.
III. En estado sólido son duros y uno frágiles.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) FFV E) VVF

7. De las siguientes proposiciones:
I. El HI posee mayor carácter iónico que el HCl.
II. El enlace formado cuando un solo átomo aporta el par de electrones compartido, se conoce como un enlace dativo, pero no es enlace simple.
III. El enlace metálico explica la conductividad eléctrica y el brillo metálico.
IV. En el enlace electrovalente, la atracción es polidireccional.
V. En la estructura cristalina del NaCl, cada ion Na^{1+} está rodeado por 6 iones del Cl^{1-}.
Es (son) correcta(s):

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

8. Con respecto al enlace iónico, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. El enlace iónico es la unión química formada por la atracción electrostática entre iones de carga opuesta.
II. Entre los átomos que participan en el enlace iónico, existe una alta diferencia de electronegatividades, generalmente mayor o igual a 1,9.
III. Se trata de compuestos iónicos: NaBr, MgO, $CaCl_2$.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FVV E) VFF

9. Respecto al enlace químico, ¿cuántas proposiciones son incorrectas?
I. Se libera energía a los alrededores.
II. Los átomos ya enlazados son más estables.
III. Las propiedades del átomo son las mismas que las del átomo antes del enlace.
IV. Comúnmente se verifica mediante los electrones de valencia.
V. Los átomos se enlazan para conseguir estados de mayor energía.

A) 5 B) 4 C) 3
D) 2 E) 1

10. ¿Cuál será la configuración de Lewis del elemento que posee dos isótopos, sabiendo que la suma de los neutrones de estos es 15 y la suma de las masas atómicas es 29?

A) B) C)

D) E)

11. Determinar el número de enlaces dativos en el ión difosfato: $P_2O_7^{4-}$:

A) 4 B) 2 C) 6 D) 3 E) 5

12. Señalar los enunciados ciertos, respecto a las especies químicas: CO_2 y NO_2^{1+}

I. Ambas satisfacen la regla del octeto.
II. Ambas presentan igual número de enlaces sigma (σ) y pi (π).
III. En ambas, cada átomo de oxígeno aporta un par de electrones de enlace.

A) I y II B) I y III C) II y III
D) I, II y III E) Solo II

13. ¿Cuál(es) de las siguientes estructuras de Lewis es (son) correcta(s)?

1. 2.

3. 4.

5. 6.

Números atómicos:
H = 1 O = 8 N = 7
C = 6 F = 9 I = 53
B = 5

A) Todas B) 1; 2; 3; 4 y 6
C) 1; 2; 3 y 4 D) 4; 5 y 6
E) 5 y 6

14. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El oxígeno, al formar sus compuestos, cumple con la regla del octeto.
II. Todos los átomos que llegan a enlazarse, cumplen con la regla del octeto.
III. El hidrógeno, al formar sus compuestos, llega a la configuración de un gas noble (He), por lo tanto, cumple con la regla del octeto.

A) VVV B) VVF C) VFF D) FFV E) FFF

15. Con respecto al enlace químico, indicar cuántas proposiciones son correctas:

I. Se denomina energía de enlace cuando se libera energía y es negativa.
II. Energía de disociación es el proceso de absorción de energía y es positiva.
III. A mayor longitud de enlace, mayor unión química.
IV. A menor longitud de enlace, mayor unión química.
V. A mayor energía de enlace, mayor será la estabilidad del compuesto formado.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

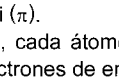
16. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda

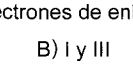
I. Los compuestos iónicos están formados por cationes y aniones.
II. La notación de Lewis del $CaCl_2$ es:
III. Los compuestos iónicos, cuando están fundidos, conducen la corriente eléctrica.

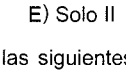
Dato:
Número atómico (Z): Ca = 20; Cl = 17

A) VVV B) FVF C) VVF D) FVV E) VFV

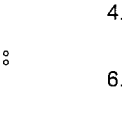
17. Señalar la notación de Lewis del compuesto iónico que es incorrecta:

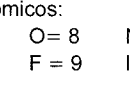
A) Na_2O:  B) CaF:

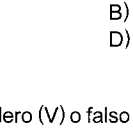
C) K_3N:  D) AlF_3:

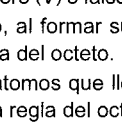
E) Al_2O_3: 

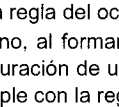
18. Señalar la estructura de Lewis correcta para el sulfato de sodio.

A) 

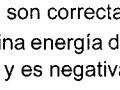
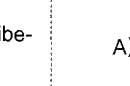
B) 

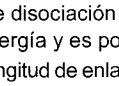
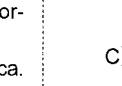
C) 

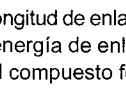
D) 

E) 

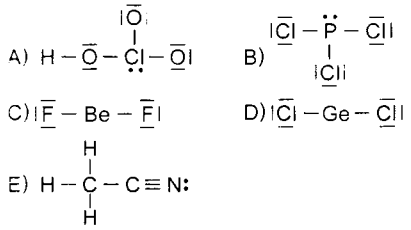
19. Utilizando el concepto de las cargas formales ¿cuál es la estructura Lewis correcta para el cloruro de tionilo, $SOCl_2$?

A)  B) 

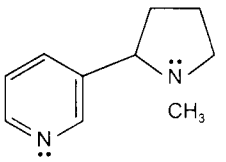
C)  D) 

E) 

20. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis es incorrecta?



21. La nicotina es un alcaloide que está presente en el tabaco; en la agricultura se utiliza como veneno para los insectos; a partir de la siguiente estructura, determinar el número de átomos con hibridación sp^3 y sp^2 respectivamente.



A) 5 y 4 B) 4 y 6 C) 6 y 6
D) 5 y 5 E) 6 y 5

22. Señalar el grupo de la tabla periódica al cual pertenece el átomo M, sabiendo que en el compuesto MF_3, el átomo M tiene orbitales híbridos sp^3?

A) VA B) IIIA C) VIA
D) IVA E) VIIA

23. Indicar el tipo de orbitales híbridos del átomo central en los siguientes iones:

I. PF_6 II. NF_4^- III. $CO_3^=$

A) sp^2, sp, sp B) sp^3d^2, sp^3, sp
C) sp^3d^2, sp^3, sp^2 D) sp^3d, sp^2, sp^3
E) sp^3, sp^3d^2, sp^2

24. Respecto al enlace metálico, señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Constituyen casos extremos de enlaces deslocalizados.
II. Los electrones de valencia de los metales se pueden mover sobre toda la red cristalina del metal.
III. Los metales y sus aleaciones conducen el calor por vibración de los cationes y aniones.
IV. La teoría de bandas explica con mayor claridad la propiedad de los metales que el modelo del mar de electrones.

A) FVVV B) FVFV C) VFFV
D) VFFF E) VVFV

25. Respecto al enlace covalente, señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Se produce principalmente entre los átomos que se reducen.
II. En un orbital molecular, los electrones contenidos tienen spines antiparalelos.
III. La mayoría de los compuestos conocidos presentan enlace covalente.
IV. Puede manifestarse en un compuesto iónico.

A) VVVF B) VVVV C) FFVV
D) FVFV E) FFFV

26. Respecto a los enlaces intermoleculares, marcar la proposición incorrecta.

A) Permiten la unión de las sustancias covalentes.
B) Están íntimamente relacionados con la geometría molecular.
C) Su intensidad es menor que los enlaces covalentes.
D) Son responsables de las propiedades físicas y químicas de las sustancias covalentes.
E) Son de naturaleza eléctrica.

27. Sobre las fuerzas de London, marcar verdadero (V) o falso (F).

I. Están presente en las moléculas polares y apolares.
II. Su intensidad aumenta al reducir la temperatura y al aumentar la presión externa.
III. Su intensidad disminuye al incrementarse la masa molar.
IV. Permiten la cohesión de las moléculas con dipoles permanentes.

A) VVFF B) FVFF C) FVVV
D) FFFF E) VVFV

28. Respecto a los compuestos iónicos, señalar la proposición incorrecta.

A) Son duros y frágiles.
B) Tienen punto de fusión definido.
C) Se consideran conductores de segundo orden.
D) La fuerza electrostática depende de la carga y tamaño de los iones.
E) Todos los iones tienen la configuración de los gases nobles.

29. ¿Cuántas estructuras resonantes poseen en total las siguientes especies químicas?

I. ión nitrato: NO_3^-
II. ión carbonato: $CO_3^=$
III. ión acetato: CH_3COO^-

A) 4 B) 6 C) 8
D) 9 E) 5

30. El metilterbutileter (MTBE) es un compuesto oxigenado que se utiliza como aditivo antidetonante de las gasolinas ecológicas. Si su fórmula condensada es $CH_3OC(CH_3)_3$, hallar el número de pares enlazantes y electrones no enlazantes.

A) 16 y 4 B) 12 y 2 C) 17 y 2
D) 16 y 2 E) 17 y 4

31. Respecto al enlace químico, complete adecuadamente según corresponda.

I. Es una fuerza principalmente eléctrica que mantiene a ...

II. Al enlazarse los átomos, disminuyen su ... y logran adquirir mayor estabilidad.

III. Su intensidad varía en forma ... con la energía de enlace.

A) átomos, energía cinética, directa.
B) moléculas, energía potencial, inversa.
C) iones. energía total, directa.
D) átomos, energía potencial, directa.
E) moléculas, energía total, inversa.

32. Indique las proporciones verdaderas.

I. En la formación de un enlace químico siempre participan todos los electrones de valencia.

II. Si un átomo (E) posee 15 protones, entonces, su configuración Lewis será $\cdot\ddot{\underset{\cdot}{E}}\cdot$.

III. Todos los elementos al enlazarse tienden a completar 8 electrones en su última capa, ya sea perdiendo, ganando o compartiendo electrones.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

33. Del siguiente grupo de compuestos, indique cuántos son iónicos y determine el número total de electrones transferidos, respectivamente.

I. MgF_2 II. H_3PO_3
III. $BeCl_2$ IV. $Ca_3(PO_4)_2$

A) 2; 4 B) 3; 6 C) 2; 8
D) 3: 10 E) 2: 9

34. Señale la alternativa que contenga la proposición verdadera respecto al enlace iónico.

I. En la estructura de NH_4Cl hay enlace electrovalente.

II. En el HF, la diferencia de electronegatividad es mayor que 1,7 por lo tanto, es un compuesto iónico.

III. Antes de formarse el enlace hay fenómenos de reducción y oxidación de sus átomos neutros.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) I, II y III

35. Respecto al compuesto formado por los elementos Ca (Z = 20) y N (Z = 7), indique las proposiciones incorrectas.

I. Su estructura Lewis es $[Ca]^{2+}\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}:\right]^{3-}$.

II. En el compuesto, el Ca cumple la regla del octeto.

III. La fórmula del compuesto formado es Ca_3N_2.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

36. ¿Qué proposición es incorrecta respecto a las propiedades de los compuestos iónicos?

A) Presentan puntos de fusión mayores a 400°C
B) Su energía reticular, es proporcional al punto de fusión del solido iónico.
C) Poseen alta dureza pero no son tenaces.
D) Son sólidos cristalinos y electrolitos.
E) El punto de fusión del KCl es mayor que el del NaCl.

37. Indique la veracidad (V) o falsedad (F) respecto al enlace covalente.

I. El enlace es unidireccional.

II. Solo se da entre átomos que tienen alto valor de electronegatividad.

III. Generalmente es de menor intensidad que el enlace iónico.

A) VFV B) VVV C) VVF
D) FVV E) FVF

38. Con respecto a las moléculas HCNO y $COCl_2$, indique las proposiciones correctas.

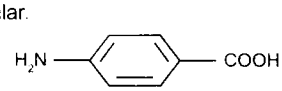
I. El HCNO tiene un enlace múltiple y dos enlaces simples.

II. El $COCl_2$ tiene cuatro enlaces normales.

III. En total poseen 11 pares de electrones no enlazantes.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

39. El ácido p–aminobenzoico es utilizado como filtro de radiación solar y presenta la siguiente estructura molecular.



Indique el número de enlaces sigma y pi que presenta, respectivamente.

A) 7 y 4 B) 10 y 4 C) 14 y 5
D) 16 y 4 E) 17 y 4

40. Señale cuales de las especies mostradas no presentan enlaces dativos.

I. N_2O_3 II. NH_4^+ III. HClO

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

41. Dados los siguientes enlaces y la electronegatividad (EN) de los elementos implicados:

I. H — Cl II. N — F III. N — O

E.N. (H = 2,1; Cl = 3,0; N = 3,0; F = 4,0; O = 3,5)

Indique las proposiciones correctas.

I. El enlace más polar es II.

II. El carácter iónico de III es mayor que el de I.

III. El carácter covalente de II es menor que la de III.

A) solo I B) solo II C) solo III
D) I y II E) I y III

42. Establezca la veracidad (V) o falsedad (F) en las siguientes proposiciones.
I. El ion carbonato (CO_3^{2-}) posee tres estructuras resonantes.
II. El anhídrido sulfuroso (SO_2) tiene dos hibridos de resonancia.
III. En la estructura real del ozono (O_3), todos sus enlaces son equivalente.

A) VFV B) VVV C) VFF
D) FFV E) FFF

43. Señale la proposición correcta con respecto a los compuestos iónicos.
I. Todos son sólidos a temperatura ambiental.
II. En solución acuosa son considerados electrolitos.
III. El KBr tiene mayor temperatura de fusión que el NaBr.

A) Solo I B) II y III C) I y III
D) I y II E) I, II y III

44. Señale cuántos compuestos presentan solo enlaces iónicos en su estructura.
I. $BeCl_2$ II. K_2SO_4 III. Na_2O
IV. KBr V. NH_4Cl

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

45. Respecto a la hibridación, señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda a cada una de las siguientes proposiciones.
I. Es la combinación energética y espacial de los orbitales puros de un mismo subnivel.
II. La hibridación sp^3 genera cuatro orbitales híbridos del mismo tipo con diferentes orientaciones espaciales.
III. Cuando un átomo forma un enlace pi (π), participan orbitales híbridos sp o sp^2

A) VFV B) FVV C) FVF
D) FFF E) VVF

46. Indique el tipo de hibridación que presenta el C, N y P en las siguientes especies químicas, respectivamente.
I. CS_2 II. HNO_3 III. PO_4^{3-}

A) sp^2, sp^3, sp^2 B) sp, sp^2, sp^2
C) sp, sp^3, sp^3 D) sp, sp^3, sp
E) sp, sp^2, sp^3

47. Con respecto a la geometría molecular, identifique la relación incorrecta.

A) CH_3Cl: tetraédrica
B) $SnCl_2$: angular
C) H_3O^+: piramidal
D) $AlCl_3$: trigonal
E) N_2O: angular

48. Señale la alternativa que presente la secuencia correcta, después de determinar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).
I. En las moléculas NCl_3 y H_2O, los dos átomos centrales tienen hibridación sp^3.
II. El C_2H_2 y C_2H_4 poseen forma geométrica planar.
III. El ion sulfito, SO_3^{2-}, presenta 4 orbitales híbridos sp^3.

A) VFF B) VVF C) FFF D) VFV E) FFV

49. Dadas las siguientes proposiciones señale las incorrectas.
I. El NCl_3 es más polar que el NBr_3.
Ii. Una molécula es apolar si todos sus enlaces son apolares.
III. El momento dipolar resultante del CH_2Cl_2 es cero.

A) solo I B) solo II C) solo III
D) II y III E) I, II y III

50. Que proposiciones son incorrectas.
I. El disulfuro de carbono (CS_2) se disuelve mejor que tetracloruro de carbono (CCl_4) que en H_2O.
II. La alta polaridad de agua se debe, principalmente, a su geometría angular.
III. Si una molécula tiene enlaces simples, con átomo central sin par solitario, necesariamente es apolar.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) II y III E) I, II y III

51. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.
I. Un orbital hibrido sp^2 se genera por la combinación de un orbital "p" y 2 orbitales "s" puros.
II. Los orbitales híbridos sp^2 y sp^3 son idénticos en forma y energía.
III. En el $BeCl_2$, el berilio posee hibridación tipo sp.

A) VVV B) FVV C) FVF D) FFV E) FFF

52. ¿En cuáles de las siguientes especies químicas el átomo central presenta hibridación sp^2?
I. NO_3^- II. CO_2 III. SO_4^{2-}

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

53. En las estructuras de las moléculas de N_2, HNO_3 y HCNO, los átomos de nitrógeno se hibridizan, respectivamente, en

A) sp, sp^3 y sp. B) sp^2, sp^3 y sp.
C) sp, sp^2 y sp^3 D) sp, sp^2 y sp.
E) sp, sp^2 y sp^2.

54. ¿Cuáles de las siguientes moléculas presentan geometría angular?
I. H_2O II. SO_2 III. O_3

A) I y II B) II y III C) I y III
D) I, II y III E) solo II

55. ¿Cuál de los siguientes iones no posee una forma geométrica planar?

A) $BeCl_3^-$ B) BO_3^{3-} C) SiO_3^{2-}
D) CO_3^{2-} E) PO_4^{3-}

56. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda las siguientes proposiciones.

I. El momento dipolar (μ) es una medida de la polaridad de una molécula.
II. Cuando una molécula tiene varios enlaces, la determinación de su polaridad está relacionada directamente con su geometría.
III. Los compuestos covalente solo se disuelven en líquidos apolares.

A) VVV B) VFV C) FVF
D) VVF E) FFV

57. Determine la geometría molecular de las siguientes especies.

I. H_3O^+ II. CO_3^{2-} III. SO_3^{2-}

A) angular; piramidal; angular
B) trigonal; trigonal; trigonal
C) triangular; piramidal; angular
D) piramidal; triangular; piramidal
E) piramidal; trigonal; trigonal

58. Respecto de la molécula del tricloruro de nitrógeno (NCl_3), señale la proposición incorrecta.

A) El nitrógeno presenta hibrido sp^3.
B) Su ángulo de enlace es menor de 109,5°
C) Su geometría molecular es piramidal.
D) Es una molécula apolar.
E) Es una molécula asimétrica.

59. Indique la molécula que posee un momento dipolar resultante mayor de cero.

A) $CHCl_3$ B) BCl_3 C) BeF_2
D) SiH_4 E) CO_2

60. Indique verdadero (V) o falso (F) en las siguientes proposiciones.

I. El ozono (O_3) es una molécula polar con enlaces no polares.
II. Toda molécula geométricamente simétrica es no polar.
III. El I_2 solido se disuelve mejor en CCl_4 que en agua (H_2O).

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FVF E) FFF

61. Indique las proposiciones correctas.

I. El NH_3 es más polar que el NF_3
II. En una molécula polar su átomo central posee pares de electrones libres.
III. Una molécula es no polar si su átomo central está rodeado de átomos iguales y este no presenta electrones libres.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) II y III E) I, II y III

62. De los siguientes enlaces
S — O, H — F, N — C, H — Cl, C ≡ C,
¿Cuál posee mayor momento dipolar?
Datos de electronegatividad.
S = 2,5; O = 3,5; N = 3,0; C = 2,5; F = 4,0; Cl = 3,0

A) S — O B) H — F C) N — C
D) H — Cl E) C ≡ C

63. Señale la propiedad que no está relacionada con el enlace metálico.

A) Conductividad térmica y eléctrica
B) Ductilidad
C) Maleabilidad
D) Efecto fotoeléctrico
E) Reducción

64. Señale las proposiciones correctas respecto al enlace metálico.

I. Los metales tienen alta conductividad eléctrica ya que poseen electrones libre.
II. Se presenta en el latón, bronce hierro dulce, etc
III. En la estructura de los sólidos metálicos existen cationes y aniones.
IV. La intensidad del enlace metálico aumenta al aumentar el radio atómico.

A) I, II y IV B) II, III y IV C) Todos
D) I y II E) Solo II

65. Respecto al enlace metálico, señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Constituyen caso extremos de enlaces deslocalizados.
II. Los electrones de valencia de los metales se pueden mover sobre toda la red cristalina del metal.
III. Los metales y sus aleaciones conducen el calor por vibración de los cationes y aniones.
IV. La teoría de bandas explica con mayor claridad la propiedad de los metales que el modelo del mar de electrones.

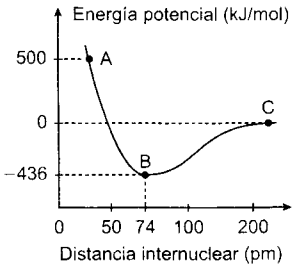
A) FVVV B) FVFV C) VFFV
D) VFFF E) VVFV

66. Respecto al enlace covalente, señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Se produce principalmente entre los átomos que se reducen.
II. En un orbital molecular, los electrones contenidos tiene spines antiparalelos.
III. La mayoría de los compuestos conocidos presentan enlace covalente.
IV. Puede manifestarse en un compuesto iónico.

A) VVVF B) VVVV C) FFVV
D) FVFV E) FFFV

67. A partir de la siguiente curva de enlace para la molécula de H_2, señale las proposiciones correctas.



I. En A los átomos de hidrógeno tienen una alta inestabilidad.
II. En B se forma la molécula de H_2.
III. La energía de enlace es 436 kJ/mol.
IV. En C la atracción entre los átomos es máximo.

A) I, II y III B) II y III C) I y IV
D) II. III y IV E) II y IV

68. Respecto a los enlaces intermoleculares, marque la proposición incorrecta.

A) Permiten la unión de las sustancias covalente.
B) Están íntimamente relacionados con la geometría molecular.
C) Su intensidad es menor que los enlaces covalente.
D) Son responsables de las propiedades físicas y químicas de las sustancias covalente.
E) Son de naturaleza eléctrica.

69. Sobre las fuerzas de London, marque verdadero (V) o falso (F).

I. Están presente en las moléculas polares y apolares.
II. Su intensidad aumenta al reducir la temperatura y al aumentar la presión externa.
III. Su intensidad disminuye al incrementarse la masa molar.
IV. Permiten la cohesión de las moléculas con dipolos permanentes.

A) VVFF B) FVFF C) FVVV
D) FFFF E) VVFV

70. ¿Qué propiedad de las sustancias covalentes no está relacionada con los enlaces intermoleculares?

A) Viscosidad B) Punto de ebullición
C) Toxicidad D) Licuefacción
E) Presión de vapor

71. Se tiene los siguientes compuestos:

I. $CH_3CH_2CH_2OH$
II. CH_3COCH_3
III. CH_3CH_2OH

¿Qué proposición es incorrecta?

A) III es la molécula de mayor polaridad.
B) I presenta mayor fuerza de London que III.
C) II, se enlaza con el agua mediante E.P.H.
D) Según punto de ebullición, II < III < I.
E) I y III se unen solamente por E.P.H.

72. ¿Qué molécula se une solo mediante fuerzas de London?

A) CH_2Cl_2 B) H_2S C) CH_3CH_2Br
D) $SiCl_4$ E) GeF_2

73. Señale la(s) molécula(s) que forma líquido asociado con el agua.

I. $CH_3\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}}HCH_3$
II. CS_2
III. CH_3CH_3
IV. $C_2H_2F_2$
V. $HCONH_2$

A) II, III y IV B) I y V C) IV y V
D) I, IV, V E) I, III y V

74. Respecto a las siguientes proposiciones

I. Los enlaces sigma son simétricos respecto al eje internuclear.
II. El enlace pi es menos reactivo que el enlace sigma.
III. Los enlaces formados por traslape lateral de orbitales p se denominan pi (π).
IV. El enlace pi es asimétrico respecto al eje internuclear.

Son correctas.

A) I y III B) Todas C) II y IV
D) I, III, y IV E) I y IV

75. Estime la energía liberada cuando se produce 2 mol de hidracina, N_2H_4, a partir de la reacción.

$$2H_{2(g)} + N2(g) \longrightarrow N_2H_{4(g)}$$

Dato:

Enlace	Energía de Enlace
N – N	167 KJ/mol
H – H	432 KJ/mol
N – H	386 KJ/mol
N ≡ N	942 KJ/mol

A) 860 KJ B) 95 KJ C) −95KJ
D) −120 KJ E) −190KJ

76. Señale la alternativa que muestre el enlace en el que la especie atómica tenga carga parcial de mayor magnitud.

A) N — O B) O — S C) O — C
D) H — O E) B — C

77. La acroleína es un compuesto que se utiliza como materia prima para fabricar ciertos plásticos. Señale el número de enlaces polares y apolares si su estructura es

$CH_2 = CH - CHO$

A) 4 y 3 B) 5 y 2 C) 3 y 4
D) 2 y 5 E) 3 y 3

78. Indique la sustancia cuya molécula es atraída con mayor intensidad por un campo eléctrico externo.

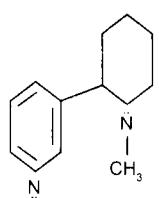
A) HBr (μ = 0,79D) B) CH_3Cl (μ = 1,92D)
C) NH_3(μ = 1,47D) D) H_2O (μ = 1,85D)
E) BrCl (μ = 0,52D)

79. Respecto a la hibridación, señale la veracidad (V) o falsedad (F).

I. Los orbitales híbridos de un mismo átomo al combinarse tiene la misma función de onda.
II. La hibridación explica el hecho que el Berilio, Boro y Carbono sean divalente, trivalente y tetravalente respectivamente al combinarse.
III. El número de orbitales híbridos formados es igual al número de orbitales atómicos puros que se combinan.
IV. Un orbital sp^3 tiene mayor energía que un orbital s.

A) VFVF B) FFVV C) VFFV
D) FVFV E) VVVF

80. La nicotina es un alcaloide que está presente en el tabaco: en la agricultura se utiliza como veneno para los insectos; a partir de la siguiente estructura, determine el número de átomos con hibridación sp^3 y sp^2 respectivamente.



A) 5 y 4 B) 4 y 6 C) 6 y 6
D) 5 y5 E) 6 y 5

81. Señale el grupo de la tabla periódica al cual pertenece el átomo M, sabiendo que en el compuesto MF_3, el átomo M tiene orbitales híbridos sp^3?

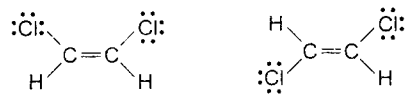
A) VA B) IIIA C) VIA D) IVA E) VIIA

82. Indique el tipo de orbitales híbridos del átomo central en los siguientes iones:

I. PF_6 II. NH_4^+ III. $CO_3^{=}$

A) sp^2, sp, sp B) sp^3d^2, sp^3, sp
C) sp^3d^2, sp^3, sp^2 D) sp^3d, sp^2, sp^3
E) sp^3, sp^3d^2,sp^2

83. A partir de las siguientes estructuras de Lewis para el 1,2–dicloroetano

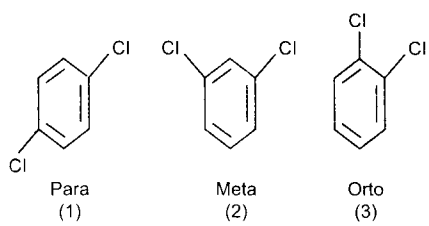


Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. 1 y 2 representan a la misma molécula.
II. 1 y 2 tienen la misma geometría molecular.
III. 2 es más estable que 1.
IV. 1 es más polar que 2

A) FFFV B) FVVV C) VFFV
D) FFVV E) VFVV

84. El diclorobenceno, ($C_6H_4Cl_2$) existe en 3 formas distintas, denominados isómeros orto, meta y para.



Para (1) Meta (2) Orto (3)

Respecto a ellos señale verdadero (V) o falso (F).

I. Todos tiene momento dipolar cero.
II. 1 y 2 son polares.
III. 1 es el más soluble en benceno.

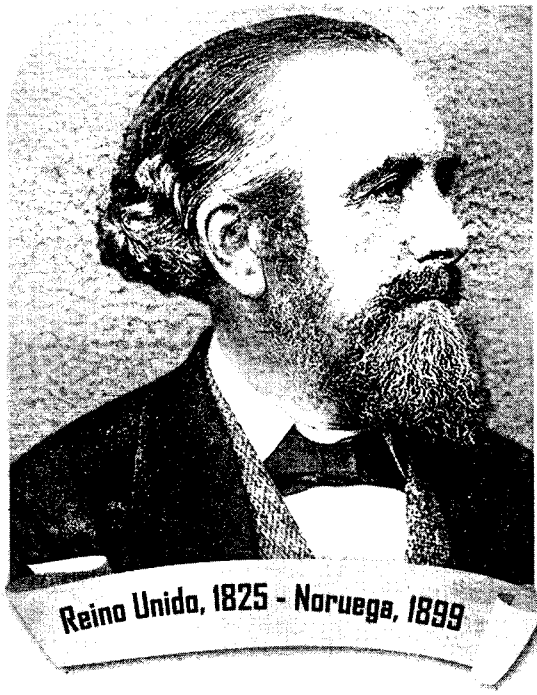
A) FFV B) FVF C) VFV D) VFF E) FVV

CLAVES

1. B	12. D	23. C	34. D	45. C	56. D	67. A	78. B
2. C	13. A	24. E	35. A	46. E	57. D	68. D	79. E
3. A	14. C	25. B	36. E	47. E	58. D	69. A	80. C
4. E	15. D	26. D	37. A	48. D	59. A	70. C	81. A
5. C	16. E	27. A	38. E	49. E	60. A	71. E	82. C
6. E	17. E	28. E	39. E	50. C	61. E	72. D	83. D
7. C	18. C	29. C	40. E	51. D	62. B	73. B	84. D
8. A	19. E	30. E	41. E	52. A	63. E	74. A	
9. E	20. D	31. D	42. A	53. D	64. D	75. C	
10. E	21. C	32. B	43. D	54. D	65. E	76. E	
11. B	22. A	33. C	44. B	55. E	66. B	77. B	

Nomenclatura inorgánica

capítulo 06



Edward Frankland

Edward Frankland (Catterall, 18 de enero de 1825-Gola Gudbrandsdal, 9 de agosto de 1899) fue un químico inglés. Después de asistir al Lancaster Royal Grammar School, pasó seis años como un aprendiz de farmacéutico en ese pueblo. En 1845 se fue a Londres y entró en el laboratorio de Lyon Playfair, donde posteriormente trabajó bajo las órdenes de Robert Bunsen en Marburgo. En 1847 fue nombrado profesor de Ciencias en la escuela de Queenwood, en Hampshire, donde conoció a John Tyndall, y en 1851 fue primer profesor de Química en el Owen's College, de Mánchester. Volvió a Londres seis años más tarde y se convirtió en profesor en el St Bartholomew's Hospital, y en 1863, en la Royal Institution. Desde una edad temprana se dedicó a investigaciones originales con gran éxito.

Tenía solo 25 años de edad cuando en una investigación obtuvo el interesante descubrimiento de los compuestos organometálicos. Las deducciones teóricas que sacó de la consideración de estos cuerpos eran incluso más interesantes e importantes que los cuerpos en sí, percibiendo una isonomía molecular entre ellos y los compuestos inorgánicos de los metales de los que se podían haber formado. En 1852 enunció la teoría de la valencia química.

Fuente: Wikipedia

◀ DEFINICIÓN

Es parte de la química que se encarga de nombrar y fórmular las especies químicas, estudiándose por funciones químicas.

◀ FUNCIÓN QUÍMICA

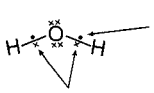
Es un conjunto de compuestos que tienen propiedades análogas, en virtud a que se generan por un mismo grupo funcional; ejemplos: óxidos, ácidos, hidróxidos, etc.

◀ VALENCIA

Es un número que nos indica el número de electrones enlazantes que puede tener un átomo, lo que es lo mismo decir como la cantidad de electrones que puede ceder, ganar o compartir un átomo.

Ejemplos:

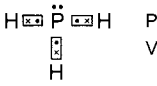
1. La molécula: H_2O



En H solo tiene 1 e^- para compartir.
Su valencia es 1 e^- (monovalente).

El átomo O tiene 2 e^-_s compartidos con el H, forma dos enlaces; su valencia es 2 (divalente).

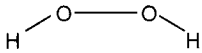
2. Molécula: PH_3



P tiene 3 electrones compartidos.
Valencia = 3 (trivalente).

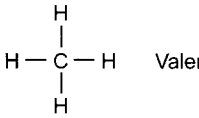
◀ ESTADO DE OXIDACIÓN (EO)

H_2O_2 (peróxido de hidrógeno):



Valencia (O) = 1−

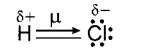
CH_4 (metano)



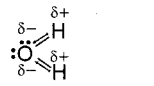
Valencia (C) = 4

También denominado número de oxidación (NO). Es la carga real o aparente que tiene un átomo el combinarse, el cual se denota con un valor entero con signo.

Ejemplos:

1. 

Cl: EO(Cl) = 1^-

2. 

EO(O) = 2−
EO(H) = 1+

Reglas para hallar el estado oxidación

1. Todo elemento, en su estado libre o molecular sin combinarse, su EO = 0.

Ejemplo:

$\overset{0}{H_2}$, $\overset{0}{O_2}$, $\overset{0}{Fe}$, $\overset{0}{Ca}$, $\overset{0}{Na}$, $\overset{0}{S_8}$ ...

Para compuestos:

2. Para el hidrógeno:
   EO(H) = 1+ (generalmente)
   EO(H) = 1− (hidruros metálicos)

3. EO(O) = 2− (generalmente)
   EO(O) = 1− (peróxidos)
   EO(O) = 2+ (solo en F_2O)

4. Los elementos: IA: 1+; IIA: 2+

5. La suma algebraica de los números de oxidación en un compuesto es igual a cero.

$$\boxed{\Sigma EO(\text{compuesto}) = 0}$$

6. La ΣEO(radical) = carga iónica del radical.

Ejemplos:

1. Hallar el EO(Cr) en CrO_3.

Resolución:

Sea: x = EO(Cr)

$\overset{x}{Cr}O_3^{2-} \Rightarrow 1x + 3(2-) = 0 \Rightarrow x = 6+$

$\therefore$ EO(Cr) = 6+

2. Hallar el EO(N) en: HNO_3

Resolución:

Sea: x = NO(N)

$\overset{1+}{H}\overset{x}{N}O_3^{2-} \Rightarrow 1(1+) + 1(x) + 3(2-) = 0 \Rightarrow x = 5+$

$\therefore$ x = NO(N) = 5+

3. Hallar EO(P) en: $Ca_3(PO_4)_2$

Resolución:

Sea: x = NO(P)

$\overset{2+}{Ca_3}\left(\overset{x\,2-}{PO_4}\right)_2 \Rightarrow 3(2+) + [1(x) + 4(-2)]2 = 0$

$\Rightarrow x = 5+ \quad \therefore x = NO(P) = 5+$

4. Hallar EO(S) en: SO_4^{2-}

Resolución:

Sea: x = NO(S)

$\left(\overset{x}{S}\overset{2-}{O_4}\right)^{2-} \Rightarrow 1(x) + 4(2-) = 2- \Rightarrow x = 6+$

$\therefore$ x = NO(S) = 6+

5. Hallar EO(N) en N_3H

Resolución:

Sea: x = EO(N)

$\overset{x}{N_3}\overset{1+}{H} \Rightarrow 3(x) + 1(1+) = 0 \Rightarrow x = \frac{1}{3}-$

$\therefore$ EO(N) = $\frac{1}{3}-$

- Hallar EO(Fe) en Fe_3O_4

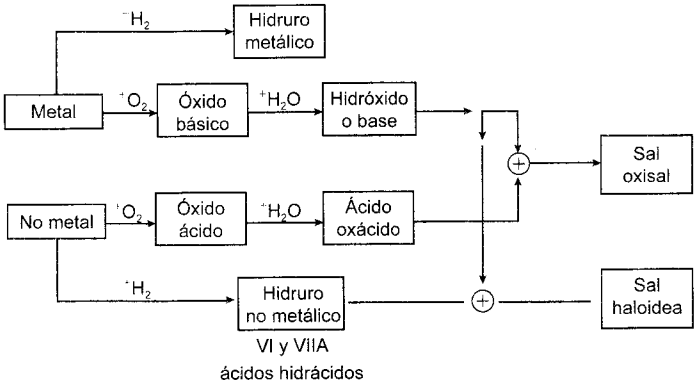
Resolución:

x EO(Fe)

$\overset{x}{Fe_3}\overset{2-}{O_4} \Rightarrow 3(x) + 4(2-) = 0 \Rightarrow x = \frac{8}{3}+$

$\therefore NO(Fe) = \frac{8}{3}+$

◀ FUNCIONES INORGÁNICAS



Cuadro de EO de los elementos que se combinan con el hidrógeno

	Elementos metálicos	EO
EO(H)	Li, Na, K, Cs, Au, Ag, Cu	1+
	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd, Hg	2+
1 −	Al, Ga, Bi	3+

	Elementos no metálicos	EO
	B	3−
	Si	4−
EO(H)	C	4−
1+	N, P, As, Sb	3−
	O, S, Se, Te	2−
	F, Cl, Br, I	1−

Función hidruro

Elemento + Hidrógeno ⟶ Hidruro

$\overset{x}{E}\overset{1}{\times}H \longrightarrow EH_x \quad ...(\alpha)$

Clases:

A. Metálicos

E: Metal en (α) ⟶ NO(H) = 1−

		Hidruro	Nombre del metal
$Li^{1+}H^{1-}$	⇒	LiH	Hidruro de litio
$K^{+}H^{-}$	⇒	KH	Hidruro de potasio
$Ca^{2+}H^{1-}$	⇒	CaH_2	Hidruro de calcio
$Hg^{2}H^{1-}$	⇒	HgH_2	Hidruro de mercurio
$Al^{3+}H^{1-}$	⇒	AlH_3	Hidruro de aluminio
$In^{3+}H^{1-}$	⇒	InH_3	Hidruro de indio
$Pb^{4+}H^{1-}$	⇒	PbH_4	Hidruro de plomo

B. No metálicos

E: No metal en (α) ⇒ EO(H) = 1+

a. Hidruros especiales

Elemento	IIIA	VIA	VIIA
NO	3−	4−	3−

$BH_{3(g)}$: Borano
$NH_{3(g)}$: Amoníaco
$CH_{4(g)}$: Metano
$SiH_{3(g)}$: Silano
$PH_{3(g)}$: Fosfina
$AsH_{3(g)}$: Arsina
$SbH_{3(g)}$: Estibina

b. Anfigenuros y haluros de hidrógeno

Elemento	IVA	VIIA	VIIA
EO	2−	1−	3−

Nomenclatura

No metal − Uro de hidrógeno

$H_2O_{(g)}$: Oxiuro de hidrógeno
$H_2S_{(g)}$: Sulfuro de hidrógeno
$HC_{(g)}$: Cloruro de hidrógeno
$HBr_{(g)}$: Bromuro de hidrógeno
$HF_{(g)}$: Fluoruro de hidrógeno

Cuando estos compuestos se encuentran en solución acuosa se denominan ácidos hidrácidos, los que se nombran usando la terminación

Ácido no metal − hídrico

$HCl_{(ac)}$: Ácido clorhídrico
$HF_{(ac)}$: Ácido fluorhídrico
$H_2S_{(ac)}$: Ácido sulfhídrico
$H_2Se_{(ac)}$: Ácido selenhídrico
$H_2Te_{(ac)}$: Ácido telurhídrico
$HBr_{(ac)}$: Ácido bromhídrico
$HI_{(ac)}$: Ácido yohídrico

EO o NO de elementos que se combinan con el oxígeno:

	Metales	EO
EO(O) 2−	Li - Na- K - Rb - Cs - Ag	1+
	Be - Mg - Ca - Ba - Sr - Ra - Zn - Cd	2+
	Hg - Cu	1+; 2+
	Fe - Co - Ni	2+; 3+
	Pt - Sn - Pb - Po	2+; 4+
	Au	1+; 3+
	Al - Ga	3+
	Ge	4+

	No metales	EO
EO(O) 2−	B	3+
	Si	4+
	P	1+; 3+; 5+
	As – Sb	3+; 5+
	S	2+; 4+; 6+
	Se - Te	4+; 6+
	Cl - Br - I	1+; 3+; 5+; 7+
	C	2+; 4+

Función óxido

Se obtiene: $\overset{x+}{E}\!\!\!

2. Carbono (2+; 4+)

   CO: Monóxido de carbono
   Óxido de carbono (II)

   CO_2: Dióxido de carbono
   Óxido de carbono (IV)

   $CO_{2(s)}$: Hielo seco

3. Nitrógeno (3+; 5+)

   N_2O_3: Trióxido de dinitrógeno
   Óxido de nitrógeno (III)

   N_2O_5: Pentóxido de dinitrógeno
   Óxido de carbono (IV)

4. Selenio (2+; 4+; 6+)

   SeO: Monóxido de selenio
   Óxido de selenio (II)

   SeO_2: Dióxido de selenio
   Óxido de selenio (IV)

   SeO_3: Trióxido de selenio
   Óxido de selenio (VI)

5. Yodo (1+; 3+; 5+; 7+)

   I_2O: Monóxido de diyodo

   I_2O_5: Pentóxido de diyodo

   I_2O_7: Pentóxido de diyodo

   I_2O_3: Trióxido de diyodo

Casos especiales

Elementos que tienen EO para actuar como metal y no metal respecto al oxígeno.

Elemento	EO (metal)	EO (no metal)
Cromo (Cr)	2+; 3+	3+; 6+
V	2+; 3+	4+; 5+
Bi	3+	5+
Mn	2+; 3+	4+; 6+; 7+
N	1+; 2+	1+; 3+; 5+

Ejemplos:

1. Cromo: Cr (2+; 3+; 6+)

   CrO: Óxido de cromo (II)
   Óxido cromoso

   Cr_2O_3: Óxido de cromo (III)
   Trióxido de dicromo

   CrO_3: Trióxido de cromo

2. V (3+; 4+; 5+)

   V_2O_3: Óxido vanádico
   Óxido de vanadio (III)

   VO_2: Dióxido de vanadio

   V_2O_5: Pentóxido de vanadio

3. Mn (2+; 3+; 4+; 6+; 7+)

   MnO: Óxido de manganeso
   Óxido de manganeso (II)

   Mn_2O_3: Óxido de manganeso (I)

   MnO_2: Dióxido de manganeso.

   Mn_2O_3: Trióxido de manganeso.

   Mn_2O_7: Heptóxido de manganeso.
   Óxido de manganeso (VII)

C. Óxidos dobles M_3O_4

M: metal

Se obtiene sumando óxidos de un metal con EO {(+2; +3) y (+2; +4)}

Ejemplos:

1. Fe (2+; 3+)

   $\oplus$ { FeO ..... Óxido ferroso
   Fe_2O_3 ..... Óxido férrico

   Fe_3O_4

   - Óxido doble de hierro
   - Óxido ferroso - férrico
   - Óxido salino de hierro
   - Magnetita

2. Plomo: Pb (2+ ; 4+)

   $\oplus$ { 2PbO ..... Óxido plumboso
   PbO_2 ..... Óxido plúmbico

   PB_3O_4

   - Óxido doble de hierro
   - Óxido plumboso - plúmbico
   - Óxido salino de hierro
   - Magnetita

D. Peróxidos. Son compuestos binarios, que se caracterizan por tener presente el grupo peróxido $(-O-O-)^{2-}$

$\Leftrightarrow O_2^1$. Por lo que las fórmulas de esos compuestos no se simplifican.

Existen 2 átomos de oxígeno con EO = 1−

Se obtienen:

óxido + O ⟶ peróxido
..... ico

Nombre: peróxido de (nombre de elemento)

Ejemplos:

1. $\underbrace{CaO}_{\text{óxido de calcio}} + O \longrightarrow \overbrace{\underbrace{CaO_2}^{2+1-}}^{\text{peróxido de calcio}}$

2. $\underbrace{Na_2O}_{\text{óxido de sodio}} + O \longrightarrow \underbrace{Na_2^1 \cdot O_2^{1-}}_{\text{peróxido de sodio "oxilita"}}$

3. $H_2O + O \longrightarrow \overbrace{\underbrace{H_2O_2}^{1+}}^{\text{peróxido de hidrógeno}}$

(*) Agua oxigenada: desinfectante (presencia O_2). (H_2O_2) al 3% en volumen.

4. Hierro: Fe (+2; +3): trabaja con la mayor:

$$\underbrace{Fe_2O_3}_{\text{óxido férrico}} + O \longrightarrow \underbrace{Fe_2O_4}_{\text{peróxido de hierro}}$$

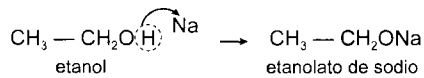
Función hidróxido (OH−)

Base o álcali Se obtienen:

Óxido básico	+	H_2O	⟶ Hidróxido
Metal fuerte (IA - IIA)	+	H_2O	⟶ Hidróxido + $H_2\uparrow$

- Poseen uno o más funcionales llamado radical oxidrilo o hidróxilo $(OH)^{-1}$.
- Poseen sabor que recuerdan al jabón.
- Regresan al color azul el papel tornasol enrojecido por los ácidos. Por tanto, ácido (rojo) y base (azul).
- Toman de color rojizo la solución de fenolftaleína.
- La diferencia entre el (OH) de una base y el (OH) de un alcohol es la siguiente:

  El hidrógeno en las bases es insustituible mientras que en el alcohol si se pueden sustituir por metales para la formación de alcoholatos, es decir, los alcoholes actúan como ácidos débiles.

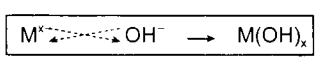


etanol — etanolato de sodio

- En soluciones acuosas (disueltas en agua) se ioniza, dejando en libertad el radical $(OH)^{-1}$ por lo que son buenos conductores del calor y la electricidad.

$$M(OH)_{(ac)} \rightleftharpoons M^{+} + (OH)^{-}$$

Fórmula general



M: metal; x+: EO(M); OH^{-}: radical oxidrilo.

Nombre: Hidróxido (terminación del metal) { oso / ico

Ejemplos:

1. Na (1+) • Hidróxido de sodio
   NaOH • Soda cáustica (sosa)
2. K (1+) • Hidróxido de potasio
   KOH • Potasa cáustica
3. Ca (2+) • Hidróxido de calcio
   $Ca(OH)^2$ • Cal apagada - cal lechada de cal
4. Mg (2+) • Hidróxido de magnesio
   $Mg(OH)_2$ • Leche de magnesia
5. Ba (2+) • Hidróxido de bario
   $Ba(OH)_2$ • Bariodil
6. Sr (2+) • Hidróxido de estroncio
   $Sr(OH)_2$
7. Pb (2+; 4+) • Hidróxido de plumboso
   $Pb(OH)_2$ • Hidróxido de plomo (II)
   $Pb(OH)_4$ • Hidróxido plúmbico
   • Hidróxido de plomo (IV)
8. $Al(OH)_3$ • Hidróxido de aluminio
   • Milanta
9. Fe(2+; 3+) • Hidróxido ferroso
   $Fe(OH)^2$ • Hidróxido de hierro (II)
   $Fe(OH)^3$ • Hidróxido férrico
   • Hidróxido de hierro (III)
10. NH_4^{-}
    NH_4OH • Hidróxido de amonio

El hidróxido de amonio es en realidad una solución acuosa de amoniaco. Esta solución de amoniaco crea ambos iones, el ión hidróxido y el ión amonio:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^{+} + OH^{-}$$

Función ácido (H^{+1})

Formada por compuestos que se caracterizan:

- Poseen uno o más hidrógenos sustituibles por metales o radicales electropositivos para la formación de sales.
- Poseen sabor agrio.
- Enrojecen el papel de tornasol.
- Decoloran la solución de fenolftaleína.

5. En soluciones acuosas se ionizan dejando en libertad el ión hidrógeno (H^{+}), por lo que son buenos conductores del calor y la electricidad.

O sea:

$$HX_{(ac)} \rightleftharpoons H^{+} + X^{-}$$

Clases:

A. Ácidos hidrácidos. Se realiza el cambio de: ... **uro** por **hídrico**.

Los anfigenuros (VIA) y haluros de hidrógeno (VIIA) en solución acuosa.

1. $H_2S_{(g)}$: sulfuro de hidrógeno
   $H_2S_{(ac)}$: ácido sulfhídrico
2. $H_2Te_{(ac)}$: ácido telurhídrico
3. $HCl_{(ac)}$: ácido clorhídrico
4. $HBr_{(ac)}$: ácido bromhídrico

B. Ácidos oxácidos u oxiácidos

óxido ácido	+	H_2O	⇒	ácido oxácido

Nombre: ácido ..... (Nombre del E)

Ejemplos:

1. S (2+; 4+; 6+)
   ↓ ↓ ↓
   hipo-oso oso ico

$SO + H_2O \longrightarrow H_2SO_2$
ácido hiposulfuroso

$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$
ácido sulfuroso

$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
ácido sulfúrico

2. N (1+; 3+; 5+)
oso ico

$N_2O_3 + H_2O \longrightarrow H_{2_1}N_{2_1}O_{4_2} \Rightarrow HNO_2$
ácido nitroso

$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_{2_1}N_{2_1}O_{6_3} \Rightarrow HNO_3$
ácido nítrico

Forma práctica:

$\overset{1+\ x+2-}{HClO}$ se simplifican

E: no metal $\Rightarrow x^-$: EO(E)

3. Cl (1+; 3+; 5+; 7+)
per ... ico
ico
oso
hipo ... oso

$\overset{1+1+2-}{HClO}$: debe cumplir $\Sigma EO = 0$

$\therefore$ HClO: ácido hipocloroso

$\overset{1+1+2-}{HClO} \longrightarrow HClO_2$: ácido cloroso
subíndice 2

$\overset{1+5+2-}{HClO} \longrightarrow HClO_3$: ácido clórico
subíndice 3

$\overset{1+7+2-}{HClO} \longrightarrow HClO_4$: ácido perclórico
subíndice 4

4. Fórmular: ácido carbónico
C (2+; 4+) $\Rightarrow$ EO(per)
oso ico

Con EO(2+): No forma ácido. No existe el ácido carbonoso.

En γ:

$\overset{1+4+2-}{HClO}$
subíndice 3
subíndice 2
(por ser par)

$\therefore$ H_2CO_3 ácido carbónico

5. Ácido crómico
Cr (EO: 6+) ⟵ par

$H_2^{1+}\overset{6+2-}{CrO} \Rightarrow H_2CrO_4$
subíndice 4

6. Ácido permangánico: EO(Mn) = 7+

$\overset{1-\ 7+\ 2-}{HMnO_4} \Rightarrow HMnO_4$

a. Ácidos polihidratados. Son ácidos especiales que combinan los óxidos ácidos con 1, 2 o 3 moléculas de agua. Los elementos P, As, Sb, Bi, B y Si, forman dichos ácidos y en el caso de prefijo **orto** ($3H_2O$), este se puede omitir.

óxido ácido + nH_2O ⇒ ácido polihidratado

PREFIJO	EO (par)	EO (impar)
META	1 óxido ácido + 1 H_2O	1 óxido ácido + 1 H_2O
PIRO	2 óxido ácido + 1 H_2O	1 óxido ácido + 2 H_2O
ORTO	1 óxido ácido + 2 H_2O	1 óxido ácido + 3 H_2O

Ejemplos:

1. Si (EO = 4+)
SiO_2: dióxido de silicio
$SiO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SiO_3$ ácido **meta**silícico
$2SiO_2 + H_2O \longrightarrow H_2Si_2O_7$ ácido **piro**silícico
$SiO_2 + 2H_2O \longrightarrow H_4SiO_4$ ácido **orto**silícico

2. P (3+; 5+)
ico

P_2O_5: pentóxido de difósforo
óxido de fósforo (V)

$P_2O_5 + 1H_2O \longrightarrow H_{2_1}P_{2_1}P_{6_3} \longrightarrow HPO_3$
ácido **meta**fosfórico

$P_2O_5 + 2H_2O \longrightarrow H_4P_2O_7$
ácido **piro**fosfórico

$P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow H_6P_2O_8 \longrightarrow H_3PO_4$
ácido **orto**fosfórico

El prefijo orto se puede omitir también se le conoce como "ácido fosfórico".

b. Ácidos poliácidos

n.° óxido ácido + H_2O ⇒ ácido poliácido

n = 2; 3; 4; ...

Nombrar: ácido prefijo raíz

Prefijo	n.° átomos (elemento)
Di	2
Tri	3
Tetra	4
Penta	5
Exa	6
Hepta	7
Octa	8

Ejemplos:

1. Sb (EO = 5+)

   Sb_2O_5: áxido antimónico

   $2Sb_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2Sb_4O_{11}$

   ácido **tetra**ntimónico

   $3Sb_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2Sb_6O_{16} \longrightarrow HSb_3O_6$

   ácido **tri**antimónico

   $4Sb_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2Sb_8O_{21}$

   ácido octantimónico

2. $2CrO_3 + H_2O \longrightarrow H_2Cr_2O_7$

   ácido dicrómico

   Forma práctica:

   $$\overset{1-\ x+}{H\,E_n\,O^{2-}}$$

   E: no metal x = EO(E)

   N: n.° átomos (E)

3. Ácido tetrabórico:

   $\overset{1-}{H}\ \overset{3+}{B_4}\ \overset{2-}{O} \longrightarrow H_2B_4O_7$

   subíndice 2

   subíndice 7

4. Ácido pentamangánico: (Mn_5^{6+})

   $\overset{1-}{H_2}\overset{6+}{Mn_5}O_{16} \longrightarrow H_2Mn_5O_{16}$

c. Ácidos tioácidos. Se obtiene al sustituir parcialmente o totalmente los átomos de $O^{=}$ y por la misma cantidad de átomos de $S^{=}$.

Nombrar: Ácido prefijo ..... Nombre del E

Prefijo	n.° átomos O por S
Tio	1
Ditio	2
Tritio	3
Tetratio ⋮ Sulfo	4 ⋮ todos

Ejemplos:

1. Ácido **per**clórico: $\overset{1+7+\ 2-}{HClO_4}$

   $HClO_4 \xrightarrow{1O^{2-}.1S_2} HClO_3S$ ác. tioperclórico

   $\xrightarrow{2O^{=}.2S^{=}} HClO_2S_2$ ác. ditioperclórico

   $\xrightarrow{3O^{=}.3S^{=}} HClOS_3$ ác. tritioperclórico

   $\xrightarrow{4O^{=}.4S^{=}} HClS_4$ ác. sulfo-perclórico

   (todos)

2. $H_3ClO_5 \xrightarrow{3O^{=}.3S^{=}} H_3ClO_2S_3$

   ác. orto-perclórico — ác. tritioortoperclórico

3. $H_2C_4O_9 \xrightarrow{5O^{=}.5S^{=}} H_2C_4O_4S_5$

   ác. tetra-carbónico — ác. pentaliotetracarbónico

4. $HCl_3O_8 \xrightarrow{8O^{=}.8S^{=}} H\,Cl_3S_8$

   ác. triclórico — ác. sulfotriclórico

d. Peroxiácidos

óxido ácido + $H_2O_2 \Rightarrow$ peroxiácido

H_2O_2: peróxido de hidrógeno

No se simplifica nunca.

Nombrar: Ácido peroxi ..... Nombre del E

Ejemplos:

1. Ácido **peroxipermangánico**

   $Mn_2O_7 + H_2O_2 \longrightarrow H_2Mn_2O_9$

   óxido permangánico

   El no metal actúa con su máximo NO

2. $\overset{4+}{CO_2} + H_2O_2 \longrightarrow H_2OO_4$

   dióxido de carbono — ácido **peroxi**carbónico

3. $\overset{6+}{TeO_3} + H_2O_2 \longrightarrow H_2TeO_5$

   óxido terúrico — ácido peroxitelúrico

Los peroxiácidos pueden formar poliácidos y tioácidos (no se simplifican).

Recordar que por cada molécula de H_2O_2 agregada, se tiene en el compuesto 2 átomos de oxígeno con EO = 1^-. Generalmente son compuestos teóricos.

4. Poliácido

   $3CrO_3 + H_2O_2 \longrightarrow H_2Cr_3O_{11}$

   óxido crómico — ácido peroxitricrómico

5. Polihidratados

   $As_2O_5 + 2H_2O_2 \longrightarrow H_4As_2O_9$

   óxido piro arsénico — ácido piroperoxinítrico

6. Tioácidos

   $H_2B_2O_5 \xrightarrow{2O^{=}\ 2S^{=}} H_2B_2O_3S_2$

   ácido peroxibórico — ácido ditioperoxinítrico

e. Ácidos halogenados. Son sustituciones de todos los átomos de oxígeno por el doble número de átomos de un mismo halógeno:

$$nO^{=} \times 2nX^{-}$$

X: halógeno (**F**, Cl, Br, I); n : cantidad.

Prefijo	
Flúor o fluo Cloro o clor Bromo o brom yodo o yod	No se simplifican

Nombre: Ácido prefijo (ácido original)

Ejemplos:

1. $HNO_3 \xrightarrow{3O^{=}\ .\ 6Cl} HNCl_6$
   ácido nítrico — ác. exacloronítrico
2. $H_4B_2O_5 \xrightarrow{5O^{=}\ .\ 10I^{-}} H_4B_2I_{10}$
   ác. pirobórico — ác. decayodopirobórico / ác. yodopirobórico
3. $H_2SO_4 \xrightarrow{4O^{=}\ .\ 8Cl^{-}} H_2SCl_8$
   ác. sulfúrico — ác. octaclorosulfúrico / ác.clorosulfúrico
4. $H_2Sb_4O_{11} \xrightarrow{11O^{=}\ .\ 22Br} H_2Sb_4Br_{22}$
   ác. tetrantimónico — ác. bromotetraantimónico

ÁCIDOS ESPECIALES

Fórmula	Nombre del Ácido
HCN	Ácido cianhídrico
HCNO	Ácido ciánico
HCNS	Ácido tiociánico
$H_4Fe(CN)_6$	Ácido ferrocianhídrico
$H_3Fe(CN)_6$	Ácido ferricianhídrico
N_3H	Ácido nitrihídrico (azida H)

RADICALES

Aniónicos

Neutros o normales. Se obtiene cuando el ácido original pierde todos sus núcleos de hidrógeno (H^+).

Nomenclatura:

Ácido	Radical
...oso	...ito
...ico	...ato
...hídrico	...uro

Ejemplos:

1. $H_2SO_4 \rightarrow SO_4^{2-}$
   ác. sulfúr**ico** — sulf**ato**
2. $HNO_3 \rightarrow NO_3^-$
   ác. sulfúr**ico** — nitr**ato**
3. $H_2CO_3 \rightarrow CO_3^{2-}$
   ác. carbón**ico** — carbon**ato**
4. $H_3PO_4 \rightarrow PO_4^{3}$
   ác. fosfór**ico** — fosf**ato**
5. $HClO_2 \rightarrow ClO_2^-$
   ác. clor**oso** — clor**ito**
6. $H_2SO_3 \rightarrow SO_3^{2}$
   ác. sulfur**oso** — sulf**ito**
7. $H_3BO_3 \rightarrow BO_3^{3-}$
   ác. ortobór**ico** — ortobor**ato**
8. $H_2Te_4OS_4 \rightarrow Te_2OS_4^{-2}$
   ác. telur**oso** — tetratiopirotelúr**ito**
9. $H_2As_4Cl_{14} \rightarrow As_4Cl_{14}^{-2}$
   ác. cloro tetrarsen**ioso** — clorotetraarsen**ito**
10. $HCl_{(ac)} \rightarrow Cl^-$
    ác. clorhídr**ico** — cloruro
11. $HBr_{(ac)} \rightarrow Br$
    ác. bromhídr**ico** — bromur**o**
12. $H_2S_{(ac)} \rightarrow S^{2-}$
    ác. sulfhídr**ico** — sulfur**o**

Radicales comunes

NO_3^-	Nitrato	ClO_2^-	Clorito
ClO_3^-	Clorato	ClO^-	Hipoclorito
ClO_4^-	Perclorato	SO_3^{2-}	Sulfito
SO_4^{2}	Sulfato	AsO_3^{3-}	Arsenito
CO_3^{2-}	Carbonato	CN^-	Cianuro
CrO_4^{2}	Cromato	CNO^-	Cianato
$Cr_2O_7^{2-}$	Bicromato	CNS^-	Tiocianato
MnO_4^{2-}	Manganato	$Fe(CN)_6^{4}$	Ferrocianuro
MnO_4^-	Permanganato	$Fe(CN)_6^{3}$	Ferricianuro
SiO_3^{2-}	Silicato	N_3^-	Azida (nitruro)
PO_4^{3-}	Fosfato	Cl^-	Cloruro
PO^{3-}	Metafosfato	Br^-	Bromuro
$P_2O_7^{4-}$	Pirofosfato	S^{2-}	Sulfuro
AsO_4^{3-}	Arsenato	Se^{2-}	Selenuro
NO_2^-	Nitrito		

b. Hidrogenados o ácidos. Se produce cuando los ácidos originales pierden en forma parcial núcleos de hidrógeno (H^+).

Nomenclatura:

n.° H que quedan	Prefijo
1	Ácido (hidro)
2	Diácido (dihidro)
3	Triácido (trihidro)
⋮	⋮
mitad	Bi

Ejemplos:

1. H_3BO_3 — H_2BO_3 — **Borato diácido** / **Dihidrógeno** borato
   — HBO_3^{2-} — **Borato ácido** / Hidrógeno borato
2. H_2CO_3 — HCO_3 — Carbonato ácido / **Bicarbonato**
3. H_2PO_4 — H_2PO_4 — **Fosfato diácido**
   ác. fosfórico — HPO_4^{2} — **Fosfato ácido**
4. H_2S — HS^- — **Bis**ulfuro / Sulfuro ácido
   ác. sulhídrico
5. $H_6As_4O_{13}$ — $H_4AsO_{13}^{2}$ — **Ortotetrarseniato** / **Tetrácido**
   ác. ortotetraarsénico
6. H_4MnO_4 — $H_2MnO_4^{2-}$ — Ortomanganito / **Diácido** / Biortomanganito
   ác. ortomanganoso

Catiónicos

Se obtienen al agregar protones (H^+) a moléculas neutras; o al perder electrones las especies neutras (metales).

Onio. Son electropositivos, actúan como metales y provienen de agregar un protón (H^+) a los hidruros no metálicos del grupo VA.
Terminación ... onio

Nombre	Hidruro	Catión	Nombre catión
Amoníaco	NH_3	NH_4^+	Amonio
Fosfina	PH_3	PH_4^+	Fosfonio
Arsina	AsH_3	AsH_4^+	Arsonio
Estibina	SbH_3	SbH_4^+	Estibonio
Ac. sulhídrico	H_2S	H_3S^+	Sulfonio
Agua (Ac. oxhídrico)	H_2O	H_3O^+	Oxonio (hidronio)

Metálicos. Los metales pierden electrones y forman iones positivos (cationes metálicos).

Ejemplos:

1. Sodio (Na) — Na^+: ión sodio
2. Calcio (Ca) — Ca^{2+}: ión calcio
3. Hierro (Fe) — Fe^{2+}: ión ferroso; Fe^{3+}: ión férrico
4. Cobre (Cu) — Cu^+: ión cuproso; Cu^{2+}: ión cúprico
5. Plata (Ag) — Ag^+: ión plata
6. Hg^+ ---------- Mercurioso
   Hg^{2+} ---------- Mercúrico
7. Au^+ ---------- Auroso
   Au^{3+} ---------- Áurico u oro (III)
8. Mn^{2+} ---------- Manganoso
   Mn^{3+} ---------- Mangánico
9. Sn^{2+} ---------- Estañoso
   Sn^{4+} ---------- Estáñico
10. Pt^{4+} ---------- Platínico o platino (IV)
11. Li^+ ---------- Litio
12. Ni^{2+} ---------- Niqueloso o níquel (II)
    Ni^{3+} ---------- Niquélico o níquel III)

FUNCIÓN SAL

Son compuestos inorgánicos que por lo general son sólidos a temperatura ambiente y se obtienen al sustituir total o parcialmente los hidrógenos del ácido por metales o radicales electropositivos.

Se obtienen generalmente por una reacción de neutralización: ácido-base o por una reacción de corrosión.

Reacción de neutralización

ácido + base ⟶ sal + H_2O

Reacción de corrosión

ácido + metal ⟶ sal + $H_2\uparrow$

Ejemplos:

1. $HNO_3 + NaOH \longrightarrow \overbrace{NaNO_3}^{\text{sal}} + H_2O$
   ác. nítrico — hidróxido de sodio — nitrato de sodio

2. $H_2SO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$
   ác. sulfúrico — cinc — sulfato de cinc

Fórmula práctica

x^{+} ... y^{-}

(catión) (anión) ⇒ $(\text{catión})_y(\text{anión})_x$ ...(α)

Nomenclatura:
Se menciona primero el anión y luego el catión.

Tipos de sales inorgánicas

Oxisales. Cuando el anión proviene de un ácido oxácido.

Ejemplos:

En (α):

1. $\overset{2+}{Ca}(SO_4)^{2-} \longrightarrow CaSO_4$: sulfato de calcio
2. $K^{+}NO_3^{-} \longrightarrow KNO_3$: nitrato de potasio
3. $Zn^{2+}PO_4^{3-} \longrightarrow Zn_3(PO_4)_2$: fosfato de cinc
4. $Ca^{2+}(HPO_4)^{2-} \longrightarrow CaHPO_4$: fosf. ác. de calcio
   hid. fosf. de calcio.

Haloideas. Cuando el anión proviene de un ácido hidrácido.

ácido hidrácido	+ hidróxido ⇒	sal haloidea	+ H_2O

Ejemplos:

1. $HBr + NaOH \longrightarrow NaBr + H_2O$
   ácido bromhídrico — bromuro de sodio

   En α: Regla práctica:

   $Na^{+} \gg\ll Br^{-} \Rightarrow NaBr$: bromuro de sodio.

2. Cloruro de potasio

   $K^{+} \gg\ll Cl^{-} \Rightarrow KCl$

3. Cloruro de sodio: (sal común)

   $Na^{+}Cl^{-} \Rightarrow NaCl$

4. Fe^{3+} S^{2-} $\longrightarrow$ Fe_2S_3
   férrico sulfuro — sulfuro férrico

5. Ca^{2+} N_3^{-} $\longrightarrow$ $Ca(N_3)_2$
   calcio nitruro — nitruro de calcio

6. K^{+} Se^{2-} $\longrightarrow$ K_2Se
   Selenuro de potasio

Clasificación de sales

Sales neutras. El anión no presenta átomos de hidrógeno, es decir, se realiza la sustitución total de los átomos de hidrógeno por metales (electropositivos).

Ejemplos:

1. De un ácido oxácido

   $KOH + HNO_3 \longrightarrow KNO_3 + H_2O$
   hidróxido de **potasio** — ácido **nítrico** — **nitrato de potasio**

   De σ: Regla general

   K^{+} NO_3^{-} $\longrightarrow$ KNO_3
   potasio nitrato — nitrato de potasio

2. $Ca(OH) + H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + 2H_2O$
   hidróxido de calcio — ácido carbónico — carbonato de calcio

   Ca^{2+} $CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3$
   calcio — carbonato — carbonato de calcio

3. Sulfato plúmbico o sulfato de plomo (IV)

   $Pb^{4+}SO_4^{2-} \longrightarrow Pb(SO_4)_2$

4. Nitrato de plata

   $Ag^{+}NO_3^{-} \longrightarrow AgNO_3$

5. De ácidos hidrácidos

   $Cu(OH)_2 + H_2S_{(ac)} \longrightarrow CuS + 2H_2O$
   hidróxido cúprico — ácido sulfhídrico — sulfuro cúprico

   o

   Cu^{2+} $S^{2-} \longrightarrow CuS$
   cúprico — sulfuro — sulfuro cúprico o sulfuro de cobre (II)

6. K^{+} $P^{3-} \longrightarrow K_3P$
   potasio — fosfuro (proviene del PH_3) — fosfuro de potasio

7. Ni_{3+} $CN^{-} \longrightarrow Ni(CN)^3$
   niquel (III) — cianuro — cianuro de níquel (III)

8. Al^{3+} $Fe(CN)_6^{4-} \longrightarrow Al_4[Fe(CN)_6]_3$
   aluminio — ferrocianuro — ferrocianuro de aluminio

9. NH_4^{+} $CO_3^{2-} \longrightarrow (NH_4)_2CO_3$
   amonio — carbonato — carbonato de amonio

Sales ácidas. Es la sustitución parcial de los hidrógenos del ácido por metales o electropositivos.

Ejemplos:

1. H_2SO_4: ácido sulfúrico

   K^{+} $HSO_4^{-} \longrightarrow KHSO_4$
   potasio — sulfato ácido / bisulfato / hidrógeno sulfato — sulfato ácido de potasio / bisulfato de potasio / hidrógeno sulfato de potasio

2. H_3PO_4: ácido fosfórico

   Ca^{2+} $HPO_4^{2-} \longrightarrow CaHPO_4$
   calcio — fosfato ácido — fosfato ácido de calcio / hidrógeno fosfato de calcio

   Fe^{3+} $H_2PO_4^{-} \longrightarrow Fe(H_2PO_4)_3$
   férrico — fosfato diácido — fosfato diácido de hierro (III)

   hierro (III) — dihidrógeno fosfato — dihidrogenato fosfato férrico

3. H_2CO_3: ácido carbónico

Na^+ HCO_3^- → $NaHCO_3$

sodio — carbonato ácido / bicarbonato — carbonato ácido de sodio / bicarbonato de sodio

4. $H_2F_3(CN)_6$: ácido ferricianhídrico

Cu^{2+} $H_2Fe(CN)_6$ → $Cu\,[H_2Fe(CN)_6]_2$

cobre(II) — ferricianuro de ácido — ferricianuro diácido de cobre (III)

5. $H_2S_{(ac)}$: ácido sulhídrico

Ca^{2+} HS^- → $Ca(HS)_2$

calcio — sulfato ácido bisulfuro hidrógeno sulfuro — sulfuro ácido de calcio bisulfuro de calcio hidrógeno sulfuro de calcio

6. H_4SiO_4: ácido ortosilícico

Ca^+ $H_3H_3SiO_4$ → CuH_3SiO_2

cobre (I) — sulfato ácido — ortosilicato triácido de cobre (I)

cuproso

Sales básicas. Presentan el ión OH^-. La carga iónica total es la suma de los aniones.
Para nombrar existen 2 formas:

1.° Anión (prefijo) catión

Prefijo	n.° OH^-
Básico	1
Dibásico	2
Tribásico	3
⋮	⋮

2.° Prefijo (anión)catión

Prefijo	n.° OH^-
Hidroxi	1
Dihidroxi	2
trihidroxi	3
⋮	⋮

Aplicaciones:

1. $\overset{+7}{H}ClO_4$: ácido perclórico

$Li^+\left[(OH^-)_2^-ClO_4^-\right]^{3-}$ ← carga aniónica total

$Li^+\left[(OH^-)_2ClO_4\right]$

perclorato dibásico de litio
dihidroxiperclorato de litio

2. $\overset{5+}{H}NO_3$: ácido nítrico

$Fe^{3+}OH^-NO_3^-$ → $Fe_2[(OH)(NO_3)]_3$

nitrato básico de hierro (III)
hidroxinitrato férrico
hidroxinitrato de hierro (III)

3. $\overset{5+}{H}NO_2$: ácido nitroso

$Ca^{2+}(OH^-)_3NO_2$ → $Ca_2(OH)_3NO_2$

nitrito tribásico de calcio
trihidroxinitrito de calcio

4. $H_2S_{(ac)}$: ácido sulhídrico

$K^+(OH)_2^-S^{2-}$ → $K_4(OH)_2S$

sulfuro dibásico de potasio
dihidroxisulfuro de potasio

Sales mixtas

Dobles. Se tiene 2 metales o 2 cationes y se suman los NO, generando una carga iónica total del catión.

Nombrar: anión doble (cationes)

Ejemplos:

1. $K^+Na^+NO_3^-$ → $(KNa)^{2+}NO_3^-$

$\therefore\ KNa(NO_3)_2$

nitrato doble de sodio y potasio

2. $Al^{3+}Cu^{2+}PO_4^{3-}$ → $(AlCu)_3(PO_4)_5$

fosfato doble de cobre (III) y aluminio

3. $Fe^{3+}Mg^{2+}Br^-$ → $FeMgBr_5$

bromuro doble de magnesio y de hierro (III)

Triples. Catión constituido por 3 metales.

Ejemplos:

1. $H_2Cr_2O_7$: ácido dicrómico

$K^+Na^+Li^+Cr_2O_7^{2-}$ → $(KNaLi)_2(Cr_2O_7)_3$

dicromato triple de litio, sodio y potasio.

2. $Sr^{2+}Cu^{2+}Li^+ClO_4^-$ → $SrCuLi(ClO_4)_5$

perclorato triple de litio, cobre (II) y estroncio.

3. $Be^{2+}Zn^{2+}Na^+Cl^-$ → $BeZnNaCl_5$

cloruro triple de sodio, zinc y berilio.

Sales hidratadas. Son sales que contienen unidas a sí moléculas de agua (H_2O) en estado de cristalización. Las moléculas de H_2O adheridas se denominan aguas de cristalización.

Para formularlos se escribe la fórmula de la sal (anhidra) y a continuación el número de moléculas de agua, o: Nombre de la sal (sufijo)

Sufijo	Moléculas H_2O
Hidratado	1
Dihidratado	2
Trihidratado	3
⋮	⋮

Aplicaciones:

1. $CaSO_4.2H_2O$ sulfato de calcio dihidratado (yeso).
2. $CaCO_3.1H_2O$ carbonato de calcio hidratado.
3. $Ca_3(PO_4)_2.3H_2O$ fosfato de calcio trihidratado.
4. $CuSO_4.5H_2O$ sulfato de cobre (II). Pentahidratado (azul de vidriolo).
5. $Na_2B_4O_7.10H_2O$ tetraborato de sodio decahidratado (bórax).
6. $KAl(SO_4)_2.12H_2O$ sulfato doble potásicoalumínico dodecahidratado (alumbre).
7. $CaCl_2.3H_2O$ cloruro de calcio trihidratado.
8. $Na_2CO_3.10H_2O$ carbonato de sodio decahidratado (sal de soda).

ALEACIONES

Son mezclas de metales en estado de fusión, para obtener cuerpos con propiedades mecánicas, dureza, maleabilidad ductibilidad, conductibilidades diferentes a sus componentes. Todas las aleaciones son dispersiones coloidales.

- Cu + Sn ⟶ Bronces
- Cu + Zn ⟶ Latones
- Fe + C ⟶ Aceros
- Fe + C + Cu ⟶ Aceros inox.
- Al + Mg ⟶ Duraluminios

AMALGAMAS

Son aleaciones de los metales con el mercurio (Hg)

Por ejemplo:

- Pt + Hg ⟶ Amalgama de platino
- Au + Hg ⟶ Amalgama de oro
- Ag + Hg ⟶ Amalgama de plata
- Fe + Hg ⟶ Amalgama de fierro

Aplicaciones:

1. Bisulfito de estaño (IV)

$$HSO_3^- \quad Sn^{4+} \longrightarrow Sn(HSO_3)_4$$

2. Bicarbonato cúprico

$$HCO_3^- \quad Cu^{2+} \longrightarrow Cu(HCO_3)_2$$

3. Cloruro de plomo (IV)

$$CN^- \quad Pb^{4+} \longrightarrow Pb(CN)_4$$

4. Tiocianato doble de berilio y magnesio

$$CNS^- \quad Be^{2+} \quad Mg^{2+} \longrightarrow MgBe(CNS)_4$$

5. Ferricianuro trisódico

$$Fe(CN)_6^{3-} \quad Na^{3+} \longrightarrow Na_3Fe(CN)_6$$

6. Ferricianuro ácido férrico

$$HFe(CN)_6^{2-} \quad Fe^{3+} \longrightarrow Fe_2[HF(CN)_6]_3$$

7. Azida de potasio

$$N_3^- \quad K^+ \longrightarrow KN_3$$

8. Biditiodisulfato doble áurico y platino (IV). Dihidratado.

$$H_2S_2O_7 \longrightarrow HSO_7^- \longrightarrow 2O \times 2S^- \longrightarrow HS_2S_2O_5$$

$$Au^{3+}Pt^{4+} \quad HS_2S_2O_5^- \longrightarrow AuPt(HS_2S_2O_5)_7$$

$$AuPt(HS_2S_2O_5)_7 \cdot 2H_2O$$

9. Tetratiopiroperoxiexaperclorato triácido triple de fierro (III) plomo (IV) y sodio octadeca hidratado.

$$Fe^{3-} \quad Pb^{4-} \quad Na^{1+} \quad 18H_2O$$

$$\ldots\ldots\ldots [FePbNa]^{+8} \qquad \ldots(\alpha)$$

ácido piroperoxiexaperclórico

$$3Cl_2O_7 + 2\,H_2O_2 \longrightarrow H_4Cl_6O_{25}$$

Tetratiopiroperoxiexaperclorato triácido:

$$(H_3Cl_6S_4O_{21})^{-1} \qquad \ldots(\beta)$$

(α) y (β):

$$(FePbNa)^{+8}(H_3Cl_6S_4O_{21})^{-1} \longrightarrow (FePbNa)(H_3Cl_6S_4O_{21})_8$$

Adicionando: $18H_2O$

$$(FePbNa)(H_3Cl_6S_4O_{21})_8 \cdot 18H_2O$$

10. Pentahidroxicianuro mercurioso dicobaltoso dimagnesio octahidratado.

Pentahidroxicianuro:

$$(OH)_5^- \quad CN^- \longrightarrow [(OH)_5CN]^{6-} \qquad \ldots(\alpha)$$

Mercurioso dicobaltoso dimagnésico octahidratado

$$\underbrace{Hg_2^{2+} \quad Co_2^{2+} \quad Mg_2^{2+}}_{HgCo_2Mg^{9-}} \quad 8H_2O$$

$$HgCo_2Mg^{9-}[(OH)_5CN]^{6} \longrightarrow HgCo_2Mg_2[(OH)_5CN]_3 \cdot 8H_2O$$

Ejemplos:

1. Indicar la alternativa incorrecta:

Compuesto	Función química	Grupo funcional
I. Fe_2O_3	Óxido	O^{2-}
II. NiH_2	Hidruro	H^-
III. NaOH	Hidróxido	OH^-
IV. H_2SO_4	Ácido	H^-
V. H_2S	Ácido	H^-

Resolución:

Grupo funcional: es aquel átomo o grupo de átomos que siempre están presentes en una función quimica. es responsable de sus propiedades.

Especies	Función	Grupo función
Fe_2O_3	Óxido	O^{-2}
NiH_2	Hidruro metálico	H^{-1}
NaOH	Hidróxido	OH^{-1}
H_2SO_4 H_2S	Ácido	H^{+1}

∴ Es incorrecto el grupo funcional asociado al NiH_2

2. Indicar la relación correcta entre grupo funcional y función química:

I. OH^-: función hidróxidos
II. H^-: función hidruros metálicos
III. H : función hidruros no metálicos

Resolución:

Respecto a las funciones químicas:

I. Hidróxido. Compuesto ternario (iónico) que se produce generalmente por combinación entre un óxido básico y el H_2O.

$$M_2On + H_2O \longrightarrow M(OH)n$$

M(OH)n: hidróxido
M: metal
n: valencia del metal
OH^-: grupo funcional hidróxido.

II. Hidruros metálicos. Compuestos binarios (iónicos) que se produce por combinación de un metal con el hidrógeno:

$$M + H \longrightarrow MHn$$

MHn: hidruro
H : grupo funcional

III. Hidruros no metálicos. Compuestos binarios (covalentes) que se produce por combinación de un no metal con el hidrógeno.

$$E + H \longrightarrow EHn$$

$$M + H \longrightarrow MHn$$

EHn: hidruro
H : grupo funcional

∴ El grupo funcional indicado de forma correcta es OH^- (solo I).

3. Señalar la correspondencia correcta, asignando a cada compuesto la función a la que pertenece.

I. CuO	a. óxido ácido
II. SO_3	b. sal oxisal
III. CaH_2	c. óxido básico
IV. Na_2SO_4	d. hidruro metálico

Resolución:

Para los compuestos químicos siguientes:

$\overset{+2}{Cu}O$	Óxido cúprico es un óxido metálico o básico.
SO_3	Trióxico de azufre es un óxido no metálico o ácido.
CaH_2	Hidruro de calcio es un hidruro metálico.
Na_2SO_4	Sulfato de sodio es una sal oxisal.

∴ Relación correcta: Ic, IIa, IIId y IVb.

4. Las fórmulas de un óxido básico y un óxido ácido, respectivamente son:

I. Cr_2O_3; CO_3^{2-} II. SO_3; CuO_2
III. CuO_2; S_3O IV. Fe_2O_3; SO_2
V. Al_2O_3; ZnO

Resolución:

Óxidos. Son compuestos binarios que se producen por combinación de un elemento (E) con el oxígeno:

$$\text{elemento} + \text{oxígeno} \longrightarrow \underset{(E_2On)}{\text{óxido}}$$

Pueden ser:
Básicos o metálicos, cuando es metal.
Fe_2O_3: óxido de hierro (III)
Ácidos o no metales, cuando: E = no metal
SO_2: dióxido de azufre.
∴ Los óxidos pedidos son Fe_2O_3 y SO_2

5. Identificar las sustancias que no son hidróxidos:

I. NaOH II. $HO - NO_2$
III. $B(OH)_3$ IV. $Fe(OH)_2$

Resolución:

Hidróxidos. Son compuestos iónicos ternarios que se producen.

$$\text{óxido básico} + H_2O \longrightarrow \underset{(M(OH)n)}{\text{hidróxido}}$$

M: metal
Poseen en su estructura al grupo funcional:
OH^-: hidróxido
Los compuestos:
I. NaOH: hidróxido de sodio
IV. $Fe(OH)_2$: hidróxido de hierro
II. HNO_3 } oxácidos
II. H_3BO_3 }

∴ No son hidróxidos II y III.

6. Indicar el ión poliatómico con nomenclatura incorrecta.

I. PO_4^{3-} ión fosfato.
II. NO_3 ión nitrato.

III. ClO^- ión clorito.
IV. SO_4^{2-} ión sulfato.
V. ClO_4^- ión perclorato.

Resolución:

Nomenclatura de oxianiones:
Hipo ojo $\xrightarrow{x}$ Hipo ...ito
... ojo $\xrightarrow{x}$ ... ito
... ico $\xrightarrow{x}$ ... ato
Per... ico $\xrightarrow{x}$ Per ...ato

Los oxianiones:

PO_4^{-3}	P +3; +5	Fosfato
NO_3^{-1}	N +3; +5	Nitrato
ClO^{-1}	Cl +1; +3; +5; +7	Hipoclorito
SO_4^{-2}	S +2; +4; +6	Sulfato
ClO_4^{-1}	Cl +1; +3; +5; +7	Perclorato

Luego, el ClO^{-1} posee nombre incorrecto.

7. Indicar que proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F), según correspondan:

I. NaOH: hidróxido de sodio.
II. $Fe(OH)_3$: hidróxido de hierro (III).
III. Se forma el hidróxido de calcio a partir de:

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(ac)}$$

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Verdadero
El compuesto citado:
NaOH: hidróxido de sodio

II. Verdadero
El hierro puede formar los hidróxidos:
$Fe(OH)_2$: hidróxido de hierro (II)
$Fe(OH)_3$: hidróxido de hierro (III)

III. Verdadero
A partir de la reacción:

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow \underbrace{Ca(OH)_{2(ac)}}_{\text{hidróxido de calcio}}$$

8. Indicar la relación correcta entre ión y nombre del ión.

I. Ca^{2+}: ión calcio
II. CO_3^{2-}: ión carbonito
III. Fe^{3+}: ión hierro (III)

Resolución:

Nombres de iones:

Ca^{+2}	$\underset{+2}{Ca}$	lón calcio
$\underset{(+4)}{CO_3^{-2}}$	$\underset{-2,-4}{C}$	lón carbonato
Fe^{+3}	$\underset{+2,+3}{Fe}$	lón hierro (III)

Se observa el nombre incorrecto del ión CO_3^{-2}.
∴ Son correctos I y III.

9. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. CaO: óxido básico
II. CO: óxido ácido
III. NaH: hidruro no metálico

Resolución:

Para los compuestos siguientes:

I. Verdadero
CaO: el óxido de calcio es un óxido metálico, por lo tanto, es básico.

II. Verdadero
CO: el óxido carbonoso es un óxido no metálico, por lo tanto, es un óxido ácido.

III. Falso
NaH: el hidruro de sodio es un hidruro metálico.

10. Señalar el ión incorrectamente nombrado.

I. K^+: ión potasio
II. I^-: ión yoduro
III. NO_3^-: ión nitrato
IV. ClO_2^-: ión clorito
V. ClO_4^-: ión clorato

Resolución:

Nombres de iones:

K^{+1}	$\underset{+1}{K}$	lón potasio
I^{-1}	$\underset{1}{I}$	lón yoduro
$\underset{(+5)}{NO_3^-}$	$\underset{+3;+5}{N}$	lón nitrato
$\underset{(+3)}{ClO_2^-}$	$\underset{+1;+3;+5;+7}{Cl}$	lón clorito
$\underset{(+7)}{ClO_4^-}$	$\underset{+1;+3;+5;+7}{Cl}$	lón perclorato

Se observa el nombre incorrecto para el ión: ClO_4^-

11. La nomenclatura IUPAC de los siguientes óxidos básicos es:

• CrO_3 • PbO_2

I. Óxido de cromo, óxido plúmbico.
II. Trióxido de cromo (III), óxido de plomo (IV).
III. Óxido de cromo (IV), dióxido de plomo (IV).
IV. Trióxido de cromo, dióxido de plomo.
V. Óxido crómico, óxido de plomo (IV).

Resolución:

Nomenclatura IUPAC:

I. CrO_3: se trata de un óxido ácido, su nombre es sistemático (trióxido de cromo).

II. PbO_2: se trata de un óxido de carácter ácido, su nombre es sistemático (dióxido de plomo).

Los elementos: Cr y Pb a pesar de ser metales, sus óxidos son de carácter ácido.

NOMBRES COMUNES DE COMPUESTOS

Nomenclatura	Fórmula	Común
Óxido alumínico	Al_2O_3	Alumina
Óxido alumínico dihidratado	$Al_2O_3.2H_2O$	Bauxita
Óxido férrico	Fe_2O_3	Hematita
Óxido ferroso férrico	Fe_3O_4	Magnetita
Dióxido de carbono	CO_2(sólido)	Hielo seco
Monóxido de dinitrógeno	N_2O	Gas hilarante
Óxido cuproso	Cu_2O	Cuprita
Sulfuro cuproso	Cu_2S	Calcosina
Dióxido de manganeso	MnO_2	Pirolusita
Sulfuro de manganeso (II)	MnS	Blenda de manganeso
Óxido manganeso mangánico	Mn_3O_4	Hausmanita
Óxido mangánico hidratado	$Mn_2O_3.H_2O$	Manganita
Óxido de calcio	CaO	Cal viva
Hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$	Cal apagada
Fluoruro de calcio	CaF_2	Fluorita (espato flúor)
Dióxido de silicio	SiO_2	Silice - cuarzo
Carburo de silicio	SiC	Carborundo
Óxido de cromo (III) y fierro (II)	$Cr_2O_3.FeO$	Cromita
Hidróxido de sodio	NaOH	Soda cáustica
Hidróxido de potasio	KOH	Potasa cáustica
Ácido nítrico	HNO_3	Agua fuerte
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Aceite de vitriolo
Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	Leche de magnesia
Ácido cianhídrico	HCN	Ácido prúsico
Mezcla de:	$3vHCl + 1vHNO_3$	Agua regia
Nitrato sódico	$NaNO_3$	Nitrato de Chile
Nitrato potásico	KNO_3	Nitrato de potasa o salitre
Carbonato de bario	$BaCO_3$	Whitherita
Carbonato de estroncio	$SrCO_3$	Estroncianita
Carbonato de calcio	$CaCO_3$	Calcita, mármol, caliza
Carbonato de magnesio	$MgCO_3$	Giobertita
Carbonato de manganoso	$MnCO_3$	Rodocrocita
Sulfato de calcio dihidratado	$CaSO_4.2H_2O$	Yeso
Sulfato de bario	$BaSO_4$	Baritina
Sulfato de estroncio	$SrSO_4$	Celestina
Sulfato de magnesio heptahidratado	$MgSO_4.7H_2O$	Sal de Epsom
Sulfato cúprico pentahidratado	$CuSO_4.5H_2O$	Vitriolo azul
Sulfato ferroso heptahidratado	$FeSO_4.7H_2O$	Vitriolo verde
Fosfato cálcico	$Ca_3(PO_4)_2$	Apatito (fosforita)
Cloruro de sodio	NaCl	Sal - halita
Cloruro potásico	KCl	Silvina
Bromuro de plata	AgBr	Bromarganina
Sulfuro de plata	Ag_2S	Argentita
Sulfuro antimonioso	Sb_2S_3	Estibina
Sulfuro de plomo (II)	PbS	Galena
Disulfuro de hierro	FeS_2	Pirita
Sulfuro de zinc	ZnS	Blenda
Sulfuro mercurioso	HgS	Cinabrio
Ortotrislicato magnésico dihidratado	$Mg_2Si_3O_8.2H_2O$	Sepiolita o espuma de mar
Tetraborato sódico decahidaratado	$Na_2B_4O_7.10H_2O$	Bórax
Exaborato cálcico pentahidratado	$Ca_2B_6O_{11}.5H_2O$	Colemanita
Telururo auroso de plata	$AuAgTe_2$	Silvanita
Fluoruro alumínico y trisódico	$AlNa_3F_6$	Criolita
Sulfuro ferroso cúprico	S_2FeCu	Calcopirita
Cloruro de magnesio potásico exahidratado.	$MgKCl_3.6H_2O$	Carnalita

Ortotrisilicato alumínico potásico	$KAlSi_3O_8$	Feldespato
Metasilicato doble trimagnésico cálcico	$Mg_3Ca(SiO_3)_4$	Asbesto
Ortosilicato triple de dihidrógeno potásico trialuminico	$H_2KAl_3(SiO_4)_3$	Mica
Ortotetrasilicato dibásico de magnesio	$Mg_3(Si_4O_{10})(OH)_2$	Talco
Sulfato potásico alumínico dodecahidratado	$KAl(SO_4).12H_2O$	Alumbre

Sulfato potásico crómico dodecahidratado.	$KCr(SO_4)_2.12H_2O$	Alumbre de cromo
Carbonato de calcio y magnesio	$CaMg(CO_3)_2$	Dolomita
Óxido férrico dihidratado	$Fe_2O_3.2H_2O$	Limonita
Ácido sulfúrico + trióxido de azufre	$H_2SO_4.SO_3$	Óleum
Salitre + azufre + carbono	$KNO_3 + S + C$	Pólvora
Perióxido de sodio	Na_2O_2	Oxilita

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Indicar la relación correcta (nombre-fórmula) de los siguientes compuestos:

I. $NaH_{(s)}$: hidruro de sodio (I)
II. $H_2S_{(g)}$: sulfuro de hidrógeno
III. $FeH_{2(s)}$: hidruro de hierro

Resolución:

Hidruros. Compuestos binarios que se producen de la combinación de un elemento (E) con el hidrógeno:

elemento (E) + H ⟶ hidruro (EHn)

Pueden ser: Metálicos: E = metal EO(H) = 1
Nombre: hidruro/metal.
NaH: hidruro de sodio.
FeH_2: hidruro de hierro.

No metálicos: E = no metal
EO(H) = 1^+

Nombre: No metal/uro de hidrógeno
H_2S: sulfuro de hidrógeno

∴ Solo el compuesto (I) es incorrecto.

2. Indicar en qué caso el nombre no corresponde a la fórmula química:

I. N_2O_5: pentóxido de dinitrógeno.
II. N_2O_3: trióxido de nitrógeno.
III. NO: monóxido de nitrógeno.
IV. NO_2: dióxido de nitrógeno.
V. N_2O: monóxido de dinitrógeno.

Resolución:

Nomenclatura sistemática para óxidos no metálicos.

de
↓
prefijo / función / prefijo / no metal
mono, di, tri, ...

N_2O_5	Pentóxido de dinitrógeno NO
N_2O_3	Trióxido de dinitrógeno
NO	Monóxido de nitrógeno
NO_2	Dióxido de nitrógeno
N_2O	Monóxido de dinitrógeno

∴ Es incorrecto (II).

3. Indicar el compuesto cuya nomenclatura es incorrecta:

I. Na_2O: óxido de sodio.
II. $Ca(OH)_2$: hidróxido de calcio.
III. FeO: óxido de hierro (II).
IV. LiOH: hidróxido de litio.
V. CuO: óxido de cobre (I).

Resolución:

Nombres correctos de los compuestos dados:

N_2O_5	Óxido de sodio
$CO(OH)_2$	Hidróxido de calcio
$\overset{-2}{FeO}$	Óxido de hierro (II)
LiOH	Hidróxido de litio
$\overset{-2}{CuO}$	Óxido de cobre (II)

∴ Es incorrecto V.

4. Indicar la alternativa incorrecta:

I. $FeBr_3$: bromuro de hierro (III).
II. FeS: sulfuro de hierro (II).
III. CuCl: cloruro de cobre.
IV. Na_2S: sulfuro de sodio.
V. $CaCl_2$: cloruro de calcio.

Resolución:

Nomenclatura de sales haloideas:

no metal	uro	metal	valencia

$\overset{+3}{FeBr_3}$	Bromuro de hierro (III)
$\overset{+2}{FeS}$	Sulfuro de hierro (II)
$\overset{+1}{CuCl}$	Cloruro de cobre (I)
Na_2S	Sulfuro de sodio
$CaCl_2$	Cloruro de calcio

Luego, es incorrecto el nombre del NaClO.

5. Identificar la sal que no es neutra.

I. Cloruro de sodio.
II. Nitrato de potasio.
III. Bisulfuro de calcio.
IV. Cloruro de calcio.
V Hipoclorito de sodio.

Resolución:

Fórmulas de sales:

Cloruro de sodio	NaCl
Nitrato de potasio	KNO_3
Bisulfuro de calcio	$Ca(HSO_4)_2$
Cloruro de calcio	$CaCl_2$
Hipoclorito de sodio	NaClO

Es $Ca(HSO_4)_2$ es una oxisal ácida (no neutra).

6. Según la nomenclatura clásica, indicar lo incorrecto respecto a las sales oxisales neutras.

I. $CaCO_3$: carbonato de calcio.
II. $NaNO_3$: nitrato de sodio.
III. $KClO_4$: perclorato de potasio.
IV. NaClO: clorito de sodio.
V. $Ca_3(PO_4)_2$: fosfato de calcio.

Resolución:

Nombres clásicos de oxisales.

$\overset{+4}{CaCO_3}$	Carbonato de calcio
$\overset{+5}{NaNO_3}$	Nitrato de sodio
$\overset{+7}{KClO_4}$	Perclorato de potasio
$\overset{+1}{NaClO}$	Hipoclorito de sodio
$Ca_3\left(\overset{+5}{PO_4}\right)_2$	Fosfato de calcio.

Luego, es incorrecto el nombre del NaClO.

7. Indicar la cantidad de sales que están correctamente nombradas:

I. Na_2SO_4: sulfito de sodio.
II. $Fe_2(SO_4)_3$: sulfato férrico.
III. $LiNH_4S$: sulfuro doble de amonio y litio.
IV. $KHSO_4$: sulfato ácido de potasio.
V. $Ca_3(PO_4)_2$: fosfato de calcio.

Resolución:

Los nombres correctos para las sales siguientes son:

$Na_2\overset{+6}{SO_4}$	sulf**ato** de sodio
$\overset{+3}{Fe_2}\left(\overset{+6}{SO_4}\right)_3$	sulf**ato** férr**ico**.
$LiNH_4S$	sulf**ato doble** de amonio y litio.
$KH\overset{+6}{SO_4}$	sulf**ato ácido** de potasio
$Ca_3\left(\overset{+5}{PO_4}\right)_2$	fosf**ato** de calcio.

Se observa que II, III, IV y V llevan nombre.

8. Indicar que proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

I. Los ácidos y los hidróxidos cuando se combinan forman sales oxisales.
II. Los óxidos ácidos al disolverse en agua, forman hidróxidos.
III. Los ácidos hidrácidos se encuentran siempre en forma líquida.
IV. En los hidruros metálicos, el hidrógeno tiene carga 1^+.

Resolución:

De acuerdo a las siguientes afirmaciones:

I. Verdadero
Las sales oxisales son compuestos iónicos ternarios, por lo general se producen por reacción entre un hidróxido y un ácido (oxácido):

$$\text{hidróxido} + \text{oxácido} \longrightarrow \text{oxisal} + H_2O$$

A esto se denomina reacción de neutralización, por ejemplo:

$$NaOH + HNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$$

II. Falso
La reacción entre los óxidos ácidos (no metalicos) y el agua produce oxácidos.

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow \underbrace{H_2SO_4}_{\substack{\text{ácido sulfúrico}\\ \text{(oxácidos)}}}$$

III. Verdadero
Los ácidos hidrácidos son hidruros de no metales de los grupos VIA y VIIIA que se encuentran en solución acuosa.

$HF_{(ac)}$: ácido fluorhídrico
$H_2S_{(ac)}$: ácido sulfhídrico.

IV. Falso
Estados de oxidación del hidrógeno:

$$H \begin{cases} +1: \text{generalmente} \\ -1: \text{hidruros metálicos} \end{cases}$$

9. Indique la pareja incorrecta:

I. F^-: floruro
II. Br^-: bromito
III. MnO_4^-: permanganato
IV. PO_4^{3-}: fosfato
V. CN: cianuro

Resolución:

Nomenclatura de aniones:

Monoatómicos:

Raíz del no metal	uro

F^-: floruro
Br^-: bromuro
CN^-: cianuro (excepción).

Poliatómicos:

Prefijo	no metal	sufijo

$\underset{(7+)}{MnO_4^-}$: permanganato

$\underset{(5+)}{PO_4^{-3}}$: fosfato.

∴ Es incorrecto: II

10. Indicar verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

I. Na^-: ión sodio
II. Mg^{2-}: ión magnesio
III. Fe^{3+}: ión ferroso

Resolución:

Nombres de cationes monoatómicos:

Na^{+1}	$\underset{1+}{EO(Na)}$	Ión sodio
Mg^{2+}	$\underset{2+}{EO(Mg)}$	Ión magnesio
Fe^{3+}	$\underset{2+,3+}{EO(Fe)}$	Ión férrico

∴ Se observa el nombre incorrecto del ión FE^{+3}

11. Indicar la relación incorrecta:

I. NO_3^-, nitrato
II. SO_3^{2-}, sulfito
III. PO_4^{3-}, fosfato
IV. ClO^-, hipoclorito
V. NH_3^-, armonio

Resolución:

Para los iones poliatómicos del problema, sus nombres correctos son:

$\overset{+5}{N}O_3^{-1}$	Nitrato
$\overset{+4}{S}O_3^{-2}$	Sulfito
$\overset{+5}{P}O_4^{-3}$	Fosfato
$\overset{+1}{Cl}O^{-1}$	Hipoclorito
NH_4^+	Amonio

El ión amonio se produce por unión del NH_3 y H^+, luego, la fórmula:
∴ NH_3 es incorrecto.

12. Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

I. Los ácidos oxácidos que son dipróticos presentan el no metal con estado de oxidación par.
II. El ácido carbónico es un ácido oxácido diprótico.
III. El nombre del H_2SeO_3 ácido selenioso.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

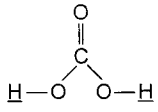
I. Verdadero
Formas genéricas para los oxácidos.
Dipróticos ($2H^+$ liberables).

$$H_2XO_n \Rightarrow n = \frac{EO(X)}{2} + 1;\ EO(X): \text{par}$$

Monopróticos ($1H^+$ liberable)

$$HXO_n \Rightarrow n = \frac{EO(X)+1}{2},\ EO(X): \text{impar}$$

II. Verdadero
De acuerdo a la estructura del ácido carbónico: H_2CO_3



: ácido diprótico

III. Verdadero
El compuesto: $H_2\overset{(+4)}{Se}O_3$
EO(Se): ± 2; +4; +6
Corresponde al ácido selenioso.

13. Señalar el número de ácidos oxácidos monopróticos en la siguiente lista de ácidos: HCl, HNO_2, HCN, H_2SO_3, H_3PO_4, H_3PO_2 y HClO.

Resolución:

Óxácidos. Son ácidos ternarios que en su estructura poseen al átomo de oxígeno, se producen:

óxido ácido + H_2O ⟶ oxácido

Se caracterizan por liberar uno o más hidrógenos (4+).

De los oxácidos:

HNO_2, H_2SO_3, H_3PO_4, H_2PO_2 y HClO

Son monopróticos (liberan $1H^+$).

14. En la relación de compuestos químicos siguientes, indicar cuántos ácidos hidrácidos existen:

CuO; CaH_2; MnO_3; $AgOH$; $H_2S_{(ac.)}$

Resolución:

Ácidos hidrácidos:
Vienen a ser hidruros de no metales de los grupos:
VIA: anfígenos (excepto el O)
VIIA: halógenos
En solución acuosa:

$H_2S_{(ac.)}$	Ácido sulfhídrico
$H_2Te_{(ac.)}$	Ácido telurhídrico
$H_2Se_{(ac.)}$	Ácido selenhídrico
$HF_{(ac.)}$	Ácido fluorhídrico
$HCl_{(ac.)}$	Ácido clorhídrico
$HBr_{(ac.)}$	Ácido bromhídrico
$HI_{(ac.)}$	Ácido yodhídrico

Luego, de la lista de compuestos:
CuO; CaH_2; MnO_3; $AgOH$; $H_2S_{(ac.)}$

15. Indicar qué proposición(es) es(son) correcta(s):

I. El CuO y el HCl representan dos compuestos de grupos funcionales diferentes.
II. Los compuestos $NaHCO_3$; $AgNO_3$; $K_2Cr_2O_7$; representan a un mismo grupo funcional.
III. Los compuestos HNO_3; HCN; H_2S y H_3PO_4 pertenecen a grupos funcionales diferentes.

Resolución:

Respecto a las proposiciones.

I. Correcto
Los compuestos
CuO: óxido cúprico
HCl: cloruro de hidrógeno.
Pertenecen a funciones diferentes.

II. Correcto
Los compuestos:
$NaHCO_3$; $AgNO_3$; $K_2Cr_2O_7$
Corresponden al mismo grupo funcional: sales.

III. Incorrecto
Los compuestos:
HNO_3, H_3PO_4 } oxácidos
HCN: nítrico; H_2S: hidruro
Pero todos poseen comportamiento ácido, tienen el mismo grupo funcional (H^+).

∴ Es correcto I y II.

16. indique con verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

I. El estado de oxidación del oxígeno en el OF_2 es +2.
II. Los compuestos de una misma función química se diferencian en sus propiedades químicas.
III. Las especies químicas: H^-; O^{2-}; Cl^-; I^-; S^{2-}; OH^- son grupos funcionales de diferentes funciones químicas inorgánicas.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Verdadero**
Debido a que el único EO del fluor (F) es $^-1$, en el compuesto: F_2O
EO(O) = +2
El fluor es el elemento mas electronegativo.

II. **Falso**
La presencia del grupo funcional en todos los compuestos de una misma función química hace que estos posean las mismas propiedades.

III. **Falso**
De las especies citadas: H^-; O^{-2}; OH^-; Cl^-; I^-; S^{-2}; solo los 3 primeros son grupos funcionales.

∴ VFF

17. Indique el número de hidróxidos y ácidos oxácidos respectivamente.

I. NaOH II. $HClO_4$ III. H_2SO_3
IV. $Sn(OH)_4$ V. KNaS

Resolución:

Reconocimiento de compuestos:

- **Hidróxido**: Función ternaria

$\boxed{M(OH)_R}$ M: Metal

- **Oxácido**: Función ternaria

$\boxed{H\ |No\ metal|\ O}$

De acuerdo a esto los compuestos citados son:

NaOH, $Sn(OH)_4$ } Hidróxidos

$HClO_4$, H_2SO_3 } Oxácidos

El compuesto: KNaS
Es una sal haloidea doble.
∴ Se tiene 2 hidróxidos y 2 oxácidos.

18. Determine la relación incorrecta:

I. $HClO_4$ ácido perclórico.
II. HNO_2 ácido nitroso.
III. H_2SO_3 ácido sulfuroso.
IV. HClO ácido hipocloroso.
V. $HBrO_5$ ácido bromoso.

Resolución:

Para los oxácidos dados sus nombres correctos son:

Fórmulas	EO	Nombres
$\overset{+7}{H}\overset{}{Cl}\overset{}{O_4}$	$\overset{}{Cl}$ $_{+1,+3,+5,+7}$	Ácido perclórico
$\overset{+3}{H}\overset{}{N}\overset{}{O_2}$	$\overset{}{N}$ $_{+3,-5}$	Ácido Nitroso
$\overset{+4}{H_2}\overset{}{S}\overset{}{O_3}$	$\overset{}{S}$ $_{+2,+4,+6}$	Ácido sulfuroso
$\overset{+1}{H}\overset{}{Cl}\overset{}{O}$	$\overset{}{Cl}$ $_{+1,+3,+5,+7}$	Ácido hipocloroso
$\overset{+5}{H}\overset{}{Br}\overset{}{O_5}$	$\overset{}{Br}$ $_{+1,+3,+5,+7}$	No existe

Observamos que la fórmula del último compuesto es incorrecta.

19. ¿Cuál de las siguientes relaciones fórmula-nomenclatura es incorrecta?

I. $Pb(ClO_4)_2$: Perclorato de plomo.
II. $KCrO_2$: Cromito de potasio.
III. $Cr_2(SO_4)_3$: Sulfato crómico.
IV. $KAl(SO_4)_2 12H_2O$: Sulfato doble de aluminio y potasio dodecahidratado.
V. $NaHSO_3$: Sulfitohidrógeno de sodio.

Resolución:

Fórmulas-nombres para los compuestos siguientes:

I. $\overset{+2}{Pb}(\overset{+7}{Cl}O_4)_2$: Oxisal
Perclorato de sodio (II)

II. $\overset{+3}{K}Cr\overset{}{O_2}$: Oxisal
Cromito de potasio

III. $KAl\overset{+6}{(SO_4)}12H_2O$: Oxisal doble hidratada.
Sulfato doble de aluminio y potasio dobecahidratado.

IV. $\overset{+3}{Cr_2}\overset{+6}{(SO_4)_3}$: Oxisal
Sulfato crómico

V. $NaH\overset{+4}{S}O_3$: Oxisal ácida
Sulfito ácido de sodio

Luego, el nombre el último compuesto es incorrecto.

20. Determine el estado de oxidación del azufre en el ion sulfato $(SO_4)^{2-}$

Resolución:

Todo ión poliatómico cumple:

$$\boxed{\Sigma EO = \text{carga del ión}}$$

Para el oxianión del azufre:
$(SO_4)^{-2}$
$EO(S) + 4EO(O) = -2$
$EO(S) + 4(-2) = -2$
$\therefore EO(S) = +6$

21. Indique el grupo funcional que no corresponde a la función indicada.

I. H^+ : Ácido
II. O^{2-} : Óxido.
III. OH^-: Hidróxido.
IV. H^- : Hidruro metálico.
V O_2^{2-} : Sal haloidea.

Resolución:

Se denomina **grupo funcional**
Al átomo o grupo de átomos, que está siempre presente en una función química.

Función	Grupo Funcional
Óxido	H^-
Peróxido	O_2^{2-}
Hidróxido	OH^-
Ácido	H^-
Hidruro metálico	H^-

$\therefore$ No corresponde V

22. Los elementos $_{15}A$, $_{13}B$, $_{34}D$ y $_{37}E$, forman compuestos con el hidrógeno. Indique cuántos de estos compuestos son hidruros metálicos y cuántos son hidruros no metálicos respectivamente.

Resolución:

Los hidruros son funciones químicas binarias del hidrógeno que se producen según:

$$\boxed{\text{Elemento} + H \longrightarrow \text{hidruro}}$$

- metal ——— metálico
- no metal ——— no metálico

Los elementos:

$_{15}A$ CE: $[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^3$
VA (no metal)

$_{13}B$ CE: $[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^1$
IIIA (metal)

$_{34}D$ CE: $[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^{10} 4p^2$
IVA (no metal)

$_{37}E$ CE: $[_{36}Kr]\ 5s^1$
IA (metal)

De acuerdo a esto se deduce que B y E forman hidruros metálicos, mientras que A y D forman hidruros no metálicos.

∴ 2 y 2

23. Indique la relación compuesto-nomenclatura incorrecta.

I. NaHSe : Sulfuro ácido de sodio.
II. LiNaS : Sulfuro doble de litio y sodio.
III. CsHS : Sulfuro ácido de cesio.
IV. $Ca(HS)_2$: Sulfuro ácido de calcio.
V $FeHS_2$: Bisulfuro de hierro (II).

Resolución:

Se tiene las sales haloideas siguientes:

I. NaHSe
Seleniuro ácido de sodio.
II. Linas
Sulfuro doble de sodio y litio.
III. CsHS
Sufuro ácido de cesio.
IV. $Ca(HS)_2$
Sulfuro ácido de calcio.
V $Fe(HS)_2$
Bisulfuro de hierro (II)
Sulfuro ácido de hierro (II)

Se observa en el problema que la fórmula del último compuesto es incorrecta.

24. Indique la proposición verdadera (V) o falsa (F) según corresponda:

I. Los grupos funcionales típicamente iónicos son cuatro: óxidos, hidróxidos, ácidos y sales.
II. El estado de oxidación del carbono en el metanal o formaldehído, (HCHO), es cero.
III. En los óxidos, hidróxidos, oxácidos y oxisales el oxígeno presenta estado de oxidación −2.

Resolución:

De las afirmaciones:

I. **Verdadero**
Son grupos funcionales iónicos:
- Óxidos (metálicos)
- Hidróxidos
- Ácidos
- Sales

II. **Verdadero**
En el metanal (HCHO):
EO(C) + 2EO(H) + EO(O) = 0
EO(C) + 2(+1) + −2 = 0
∴ EO(C) = 0

III. **Verdadero**
En todo compuesto donde participa el oxígeno (salvo los peróxidos y el F_2O) este posee EO = −2

∴ VVV

25. Identifique el compuesto que no contiene átomo(s) centrales con estado de oxidación +5

I. Decaóxido de tetrafósforo.
II. Fosfato de amonio.
III. Pentacloruro de fósforo.
IV. Nitrito férrico hexahidratado.
V Ácido difosfórico.

Resolución:

Escribimos las fórmulas de los compuestos nombrados:

Nombres	Fórmulas
Decaóxido de tetrafósforo	$\overset{-5}{P_4O_{10}}$
Fosfato de amonio	$\overset{+5}{(NH_4)_3PO_4}$
Pentacloruro de fósforo	$\overset{+5}{PCl_5}$
nitrito férrico decahidratado	$\overset{+3}{Fe(NO_2)_3 10H_2O}$
Ácido difosfórico	$\overset{+5}{H_2P_4O_{7}}$

26. Indique la relación correcta entre fórmula-nombre del compuesto se indica:

I. N_2O_5 : Pentóxido de dinitrógeno (V).
II. NaH : Hidruro de sodio.
III. CO_2 : Dióxido de carbono.

Resolución:

Los compuestos citados poseen por nombres:

I. Óxido no metálico (ácido)
N_2O_5
Pentóxido de dinitrógeno
II. Hidruro metálico
NaH
Hidruro de sodio
III. Óxido no metálico (ácido)
CO_2
Dióxido de carbono.

Se observa en el problema que el compuesto N_2O_5 no lleva el nombre de forma correcta.

∴ Son correctos II y III

27. En relación a los compuestos I y II indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

Compuesto I Compuesto II
HNO_2 H_2CrO_4

I. El nitrógeno tiene número de oxidación +3 y el cromo +6.
II. El nombre tradicional del compuesto I es ácido nitroso.
III. La nomenclatura stock del compuesto II es ácido tetroxocrómico (VI)

Resolución:

De acuerdo a las fórmulas de los oxácidos siguientes:

$\overset{+3}{HNO_2}$ II. $\overset{+6}{H_2CrO_4}$

I. **Verdadero**
Se observa de las fórmulas:
EO(N) = +3
EO(Cr) = +6

II. **Verdadero**
El nitrógeno posee estados de oxidación +3 y +5; por lo que su oxácido se llama:
Ácido nitroso

III. **Falso**
Los oxácidos solo poseen nombre clásico y sistemático:
H_2CrO_4
- Ácido crómico
- Tetra oxocromato de hidrógeno.

∴ VVF

28. ¿En qué caso no corresponde a la especie indicada?

I. $Cr_2O_7^{2-}$: ión dicromato
II. MnO_4^- : ión permanganato
III. NO_2^- : ión nitrito
IV. NH_4^+ : ión amonio
V SO_3^{2-} : ión sulfato

Resolución:

I. Correcto II. Correcto III. Correcto
IV. Correcto V. Incorrecto

SO_3^{2} proviene de:

$$\underbrace{\overset{(+4)}{H_2SO_3}}_{\text{Ácido sulfuroso}} + H_2O \longrightarrow 2H^+ + \underbrace{SO_3^{=}}_{\text{Sulfito}}$$

29. Identifique, cual especie química no está acompañado de su nombre respectivo:

I. Fe^{3+} catión hierro (III)
II. Cu^+ catión cuproso
III. Cl^- anión cloruro
IV. Ca^{2+} catión calcio
V Hg^{2+} catión mercurio.

Resolución:

I. $Fe^{(+3)}$: Catión hierro (III)
(presenta mayor estado de oxidación)
Nomenclatura moderna – stock

II. $Cu^{(-1)}$: Catión cuproso
(presenta menor estado de oxidación)
Nomenclatura clásica.

III. $Cl^{(+2)}$: Anión cloruro. Proviene del siguiente ácido disuelto en H_2O:

$$\underbrace{HCl}_{\text{ácido Clorhídrico}} + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + \underbrace{Cl^-}_{\text{Cloruro}}$$

Terminación: hídrico ⟶ uro

IV. Ca^{+2} : Catión cálcico ⇒ No es necesario especificar el sufijo "ico" u "oso" o los números romanos, ya que el calcio tiene un único número de oxidación y en estos casos el sufijo se elimina.

V. Hg^{+2} : Catión mercúrico ⇒ N. Clásica
Catión mercurio (II) ⇒ N. Stock

- Para el Hg, si es necesario especificar la nomenclatura ya sea clásica o stock, puesto que presenta dos estados de oxidación (+1 y +2)

30. En relación a los compuestos siguientes:

Compuesto	1	2
Fórmula	$FeSO_4$	$Cu(NO_2)_2$

¿Cuál proposición es incorrecta?

I. 1 y 2 son sales oxisales neutras.
II. 1 es sulfato de hierro (II)
III. 2 es nítrico cúprico.
IV. El H_2SO_4 y $Fe(OH)_2$ da origen al compuesto 1.
V El estado de oxidación del azufre en 1 es menor que el estado de oxidación de nitrógeno en 2.

Resolución:

I. $FeSO_4$ y $Cu(NO_2)_2$: Son sales oxisales neutras porque no tienen presencia de hidrógenos ni "OH" en su composición. (Correcto)

II. $\overset{(+2)\ +6}{FeSO_4^{-2}}$: Sulfato de hierro (II) (Correcto)

III. $\overset{(+2)}{Cu(NO_2)_2^{1}}$: Nitrito cúprico (presenta el Cu su mayor EO = +2) (Correcto)

IV. $H_2SO_4 + Fe(OH)_2 \longrightarrow \underbrace{FeSO_4}_{\text{Sulfato de hierro (II)}} + 2H_2O$
(Correcto)

V $\overset{(+6)}{FeSO_4}$ > $\overset{(+2)}{Cu(NO_2)_2}$ (Incorrecto)

31. ¿Cuál de las combinaciones: nomenclatura-ión monoatómico es incorrecta?

I. Sulfuro S^2 II. Telururo Te^{2-}
III. Silicuro Si^4 IV. Carburo C^4
V Seleniuro Se^{2-}

Resolución:

I. Sulfuro: S^{2-} (correcto)
II. Telururo: Te^{2-} (Correcto)
III. Silicuro: Si^{4-} (Correcto)
IV. Carburo: C^{4-} (Correcto)
V Seleniuro: Se^{2-} (Incorrecto)
Seleniuro: (Correcto)

32. Indique la relación incorrecta entre el ión y su nombre:

I. Cu^{2+} : Ión cúprico.
II. Fe^{3+} : Ión hierro (III)
III. Fe^{2+} : Ión ferroso.
IV. Ca^{2+} : Ión calcio.
V Pb^{2-} : Ión plúmbico.

Resolución:

Nomenclatura de iones metálicos (cationes)

Metal (EO)	Ión	Nombre
Cu +1; +2	Cu^{+2}	Ión cúprico
Fe +2; +3	Fe^{+3}	Ión hierro (III)
Fe +2; +3	Fe^{+2}	Ión ferroso
Ca +2	Ca^{+2}	Ión calcio
Pb +2; +4	Pb^{+2}	Ión Plumboso

En el problema se observa el nombre incorrecto del ión Pb^{-2}.

33. Relacione las columnas según la nomenclatura clásica.

I. Fe^{3+} a. Ión plumboso
II. I b. Ión férrico
III. Pb^{2+} c. Ión yoduro

Resolución:

Nombres de iones:

Elemento - Ión		Nombre
Fe +2; +3	Fe^{+3}	Ión férrico
I ±1; +3; +5; +7	I^{-1}	Ión yoduro
Pb +2; +4	Pb^{+2}	Ión plumboso

Recordar que los aniones monoatómicos se nombran: ___uro

Luego la relación correcta es: Ib; IIc; IIIa.

34. Indique la proposición verdadera (V) o falsa (F) según corresponda:

I. Los grupos funcionales típicamente iónicos son cuatro: óxidos, hidróxidos, ácidos y sales.
II. El estado de oxidación del carbono en el metanal o formaldehido, (HCHO), es cero.
III. En los óxidos, hidróxidos, oxácidos y oxisales el oxígeno presenta estado de oxidación −2.

Resolución:

De las afirmaciones:

I. **Verdadero**
Son grupos funcionales iónicos:
- Óxidos (Metálicos)
- Hidróxidos
- Ácidos.
- Sales.

II. **Verdadero**
En el metanal (HCHO):
EO(C) + 2EO(H) + EO(O) = O
EO(C) + 2(+1) + −2 = O
∴ EO(C) = O

III. **Verdadero**
En todo compuesto donde participa el oxígeno (salvo los peróxidos y el F_2O) este posee EO=−2
∴ VVV

35. Nombre los siguientes ácidos oxácidos respectivamente:

I. H_2CO_3 II. H_2SO_4 III. H_2TeO_4

Resolución:

I. $H_2\overset{(-4)}{C}O_3$ (presenta mayor EO = +4)
→ ac. carbónico.

II. $H_2\overset{(+6)}{S}O_4$ (presenta mayor EO = +6)
→ ac. sulfúrico

III. $H_2\overset{(+6)}{Te}O_4$ (presenta mayor EO = +6)
→ ac. Telúrico

36. Indique la cantidad de sales que están correctamente nombradas:

I. Na_2SO_4 : Sulfito de sodio.
II. $Fe_2(SO_4)_3$: Sulfato férrico.
III. $LiNH_4S$: Sulfuro doble de amonio y litio.
IV. $KHSO_4$: Sulfato ácido de potasio
V $Ca_3(PO_4)_2$: Fosfato de calcio.

Resolución:

Nombres correctos para las sales siguientes:

Fórmulas	Nombres
$\overset{+6}{Na_2SO_4}$	Sulfato de sodio
$\overset{+6}{Fe_2(SO_4)_3}$	Sulfato férrico
$\overset{-2}{LiNH_4S}$	Sulfuro doble de litio y amonio
$\overset{+6}{KHSO_4}$	Sulfato ácido de potasio
$\overset{+5}{Ca_3(PO_4)_2}$	Fosfato de calcio

Se observa cuatro nombres correctos.

37. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es una sal haloidea neutra?

I. $MgCl_2$ II. PCl_3 III. NaBr
IV. $FeCl_3$ V Na_2S

Resolución:

Las sales haloideas son compuestos binarios con metales y no metales y son neutras porque no presenta ni hidrógeno, ni oxígenos en su composición.

Ac. hidrácido + base ⟶ sal haloidea + H_2O

I. $2HCl_{(ac)} + Mg(OH)_2 \longrightarrow \underbrace{MgCl_2}_{\text{Sal haloidea}} + 2H_2O$

II. No es sal haloidea porque en su composición hay 2 no metales (P y Cl).

III. $HBr_{(ac)} + Na(OH) \longrightarrow \underbrace{NaBr}_{\text{Sal haloidea}} + H_2O$

IV. $3HCl_{(ac)} + Fe(OH)_3 \longrightarrow \underbrace{FeCl_3}_{\text{Sal haloidea}} + 3H_2O$

V $H_2S_{(ac)} + 2Na(OH) \longrightarrow \underbrace{Na_2S}_{\text{Sal haloidea}} + 2H_2O$

38. Indique si la proposición es verdadera (V) o falsa (F):

I. Los oxácidos son compuestos ternarios derivados de aniones que contienen oxígeno.

II. Los oxácidos monopróticos tiene un átomo de hidrogeno capaz de ser sustituido por otros elementos.

III. Los oxácidos monopróticos tienen por fórmula general $HXO_{\frac{p+7}{2}}$ en la que "p" es el estado de oxidación impar del elemento X.

Resolución:

I. **Incorrecto**
Los ácidos oxácidos, son compuestos ternarios de hidrógeno, oxígeno y otro no metal. Liberan iones hidronio (H^+) – Provienen de:

Anhídrido + H_2O ⟶ oxácido

II. **Correcto**
Ejemplo: $\underbrace{HClO}_{\text{Oxácido monoprótico}} + H_2O \longrightarrow ClO_{(ac)} + H_3O^+$

III. **Correcto**
Ejemplo:

$\overset{(+5)}{HClO_{\boxed{3}}}$, el Cl tiene EO = +5

$\Rightarrow p = 5 \Rightarrow \frac{p+1}{2} = \frac{5+1}{2} = 3$

∴ FVV

39. ¿Cuál de las nomenclaturas no corresponde al numeral Stock?

I. NaOH : hidróxido sódico (I)
II. $Cu(OH)_2$: hidróxido cuproso (II)
III. $Al(OH)_3$: hidróxido de aluminio (III)
IV. $Fe(OH)_3$: hidróxido de hierro (III)

Resolución:

$\overset{(+1)}{}$
I. NaOH: hidróxido sódico (I) ⇒ Correcto

$\overset{(+2)}{}$
II. $Cu(OH)_2$: hidróxido cuproso (II) ⇒ Incorrecto
hidróxido de cobre (II) ⇒ Correcto

III. $Al(OH)_3$: hidróxido de aluminio (III) ⇒ Correcto

IV. $Fe(OH)_3$: hidróxido de hierro (III) ⇒ Correcto

∴ No corresponde solo II

40. Fórmular las siguientes sales oxisales neutras:

I. Trioxoclorato (V) de calcio.
II. Tetraoxosulfato (V) de sodio.
III. Hipoclorito de sodio.

Resolución:

I. $\overset{+2}{Ca}(\overset{(+5)}{ClO_3})_2^{1}$: trioxoclorato (V) de Ca.

$\overset{(+6)}{}$
II. Na_2SO_4: Tetraoxosulfato (V) de Na.

III. Hipoclorito de sodio: $\overset{+1}{Na}\overset{(-1)}{Cl}\overset{-2}{O}$
(El presenta menor EO = +1)

41. Para el $HClO_4$ los nombres son:

I. Tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno
II. Ácido tetraoxoclórico (VII).
III. Ácido perclórico.

El nombre o nombres sistemático(s) IUPAC para este ácido es (son):

Resolución:

$\overset{+7}{HClO_4}$: ácido perclórico
tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno

∴ Solo I y III

42. Señale la alternativa que contiene un hidruro metálico y un hidruro no metálico, en ese orden.

I. NH_3 y H_2O II. NaH y AlH_3
III. KH y CaH_2 IV. CH_4 y B_2H_6
V. KH y PH_3

Resolución:

Metal + hidrógeno ⟶ Hidruro metálico (EO = −1)

No metal + hidrógeno ⟶ Hidruro no metálico (EO = +1)

I. NH_3 y H_2O

$N^{3} \times H^{(+1)} \longrightarrow \underbrace{NH_3}_{\text{Hidruro no metálico}}$

$O^{2} \times H^{(-1)} \longrightarrow \underbrace{H_2O}_{\text{Hidruro no metálico}}$

II. NaH y AlH_3

$Na^{+1} \times H^{(-1)} \longrightarrow \underbrace{NaH}$

Hidruro metálico

$Al^{+3} \times H^{(-1)} \longrightarrow \underbrace{AlH_3}$

Hidruro metálico

III. KH y CaH_2

$K^{+1} \times H^{(-1)} \longrightarrow \underbrace{KH}$

Hidruro metálico

$Ca^{+2} \times H^{(-1)} \longrightarrow \underbrace{CaH_2}$

Hidruro metálico

IV. CH_4 y B_2H_6

$C^{-4} \times H^{(-1)} \longrightarrow \underbrace{CH_4}$

Hidruro no metálico

$2B^{-3} + 6H^{+1} \longrightarrow \underbrace{B_2H_6}$

Hidruro no metálico

V KH y PH_3

$K^{+1} \times H^{(-1)} \longrightarrow \underbrace{KH}$

Hidruro metálico

$P^{-3} \times H^{(-1)} \longrightarrow \underbrace{PH_3}$

Hidruro no metálico

∴ Solo cumple V

43. Para los hidruros metálicos y no metálicos, ¿cuál de las nomenclaturas no corresponde al hidruro?

I. Plumbano : PbH_4
II. Sulfuro de hidrógeno : $H_2S_{(ac)}$
III. Oxidano : PoH_4
IV. Azano : NH_3

Resolución:

I. **Correcto**
PbH_4: Hidruro metálico

II. **Incorrecto**

$\underbrace{H_2S_{(g)}}_{\text{sulfuro de hidrógeno}} + H_2O \longrightarrow \underbrace{H_2S_{(ac)}}_{\substack{\text{ácido sulfihídrico} \\ \text{(ácido hidrácido)}}}$

III. **Incorrecto**
Polano $\longrightarrow \underbrace{PoH_4}$
hidruro no metálico

IV. **Correcto**
Azano, Amoniaco $\longrightarrow NH_3$

∴ No corresponden II y III

44. En relación a las especies químicas

Compuesto	1	2
fórmula	$Co(OH)_3$	$HCl_{(g)}$

¿Cuál es la proposición incorrecta?

I. 1 es un hidróxido.
II. 2 no es ácido hidrácido.
III. 1 es un compuesto ternario.
IV. 2 es un compuesto binario.
V 1 es hidróxido cobaltoso.

Resolución:

I. **Correcto**

II. **Correcto**
$HCl_{(g)}$ es un hidruro no metálico
Cuando:
hidruro no metálico + $H_2O \longrightarrow$ áÁcido hidrácido
$HCl_{(g)} + H_2O \longrightarrow HCl_{(ac)}$

III. **Correcto**
$Co(OH)_3$ es un compuesto terciario porque presenta 3 elementos:
Cobalto, oxigeno e hidrógeno.

IV. **Correcto**
$HCl_{(g)}$ es un compuesto binario porque presenta dos elementos: H y Cl.

V. $\overset{(-3)}{Co(OH)_3}$: hidróxido cobáltico
(Presenta mayor EO = +3

45. Marque verdadero (V) o falso (F) en las siguientes proposiciones:

I. Los compuestos AlH_3, LiH, CaH_2, son hidruros metálicos.
II. Las soluciones acuosas del HCl.
HBr y HI son ácidos hidrácidos.
III. Las sales Na_2SO_4, $CaCO_3$ y NaCl pertenecen al tipo de haloideas.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Verdadero**
Los compuestos: AlH_3, LiH, CaH_2 son hidruros metálicos, ya que: Al, Li y Ca son metales.

II. **Verdadero**
Son hidruros ácidos: HCl, HBr y HI (halogenuros), por esta razón al disolverse en agua forman ácidos hidrácidos:
HCl: Ácido clorhídrico.
HBr: Ácido bromhídrico.
HI: Ácido yodhídrico

III. **Falso**
Las sales siguientes, son de los tipos:

Na_2SO_4, $CaCO_3$ } Oxisales

NaCl } Haloidea

∴ VVF

46. Indique la alternativa que contiene compuesto y nombre comercial incorrecto:

I. NaOH : Soda cáustica.
II. NaClO : Lejía

III. SiC : Carborundum
IV. $Ca(OH)_2$: Cal viva
V. $Mg(OH)_2$: Leche de magnesia

Resolución:

El nombre comercial de un compuesto, hace referencia a una muestra impura, donde este es el componente principal.

Compuesto - N. Químico	N. Comercial
NaOH Hidróxido de sodio	Soda cáustica
NaClO Hipoclorito de sodio	Lejía
SiC Carburo de silicio	Carborundum
$Ca(OH)_2$ Hidróxido de calcio	Cal apagada
$Mg(OH)_2$ Hidróxido de magnesio	Leche de magnesia

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

Señale la alternativa que presenta la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F), respecto a la correspondencia entre el nombre y su fórmula química:

I. Nitrito de mercurio (I) – $Hg_2(NO_2)_2$
II. Sulfuro de potasio – KS
III. Fosfato de magnesio – $Mg_3(PO_4)_2$

A) VVF B) VFV C) FVV
D) FFV E) FFF

Resolución:

De las proposiciones:

I. (V)
Nitrito de mercurio (I)
ión nítrico: $(NO_2)^{1-}$
ión mercurio: (I): $Hg_2^{2+} \longrightarrow Hg_2(NO_2)_2$

II. (F)
Sulfuro de potasio
ión sulfuro: S^{2-}
ión potasio: $K^{1+} \longrightarrow K_2S$

III. (V)
Fosfato de Magnesio
ión fosfato: $(PO_4)^{3-}$
ión magnesio: $Mg^{2+} \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2$

Clave: B

PROBLEMA 2 (UNI 2012 - I)

Los estados de oxidación del circonio en $ZrO(NO_3)_2$ y del mercurio en $Hg_2(NO_2)_2$ son, respectivamente:

A) +2; +1 B) +2; +2 C) +4; +2
D) +1; +1 E) +4; +1

Resolución:

Piden los EO del Zr y Hg en:

$\overset{x\ -2}{ZrO(NO_3)_2}$ En un compuesto neutro la suma de los estados de oxidación es cero.
$x + (-2) + 2(-1) = 0$
$x = +4 \longrightarrow EO(Zr) = +4$

$\overset{y}{Hg_2(NO_2)_2}$ $2y + 2(-1) = 0$
$y = +1 \longrightarrow EO(Hg) = +1$

Claves: E

PROBLEMA 3 (UNI 2012 - II)

Entre los siguientes compuestos del Sn(IV), ¿cuál está mal fórmulado?

A) Cloruro estánnico: $SnCl_4$
B) Clorato estánnico: $Sn(ClO_3)_4$
C) Hipoclorito estánnico: $Sn(ClO)_4$
D) Perclorato estánnico $Sn(ClO_4)_4$
E) Clorito estánnico: $Sn(Cl_2O_2)_4$

Resolución:

Para la sal oxisal:

$\underbrace{Sn^{+4}}_{\text{ión estannico}} \longleftrightarrow \underbrace{ClO_2^{-1}}_{\text{ión clorito}}$

$\Rightarrow \underbrace{Sn(ClO_2)_4}_{\text{Clorito estannico}}$

$\therefore Sn(Ci_2O_2)_4$: Mal fórmulado

Clave: E

PROBLEMA 4 (UNI 2013 - I)

¿Cuántos de los siguientes iones están bien nombrados?

I. $NnO_4 \longrightarrow$ ión permanganato
II. $NO_3 \longrightarrow$ ión nitrito
III. $Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow$ ión dicromato
IV. $O_2^{2-} \longrightarrow$ ión peróxido
V. $CrO_4^{2-} \longrightarrow$ ión cromito

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

Resolución:

I. $Mn(+6: +7)\ \overset{6-}{MnO_4}^{2-}$; ión manganato; $\overset{7+}{\underline{MnO_4}}$ ión permanganato

II. $N(+3\ +5)\ \overset{3-}{NO_2}$; ión nítrito $\overset{5+}{\underline{NO_3^-}}$ ión nitrato

III. $Cr(+3+6)\ \overset{3+}{CrO_2}^{1-}$
ión cromito CrO_4^{2-} ; ión dicromato $\underline{Cr_2O_7^{2-}}$

IV. $\underline{(O_2)^{2-}}$ ión peróxido

V. $\underline{CrO_4^{2-}}$ ión cromato

Están correctamente nombrados: I, III y IV

Clave: C

PROBLEMA 5 (UNI 2013 - II)

Identifique el compuesto que contiene átomos con número de oxidación +5.

A) perclorato de plomo (II)
B) tetróxido de dinitrógeno
C) decaóxido de tetrafósforo
D) hidrógeno carbonato de sodio
E) hidróxido mangánico

Resolución:

De las alternativas:

A) Perclorato de plomo (II) $\overset{2+}{Pb}(\overset{7+}{Cl}O_4)_2$

B) Tetróxido de dinitrógeno $\overset{4-}{N_2}O_4$

C) Decaóxido de tetrafósforo $\overset{(5+)}{P_4}O_{10}$

D) Hidrógeno carbonato de sodio $\overset{1+}{Na}\overset{1+}{H}\overset{4+}{C}O_3$

E) Hidróxido mangánico $\overset{3+}{Mn}(\overset{2-}{O}\overset{1+}{H})_3$

En el decaóxido de tetrafósforo, el fósforo actúa con estado de oxidación +5

Clave: C

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Un átomo X es isóbaro con el isótopo natural más abundante del azufre (Z = 16), también es isótono con el isótopo más abundante del cloro (Z = 17). ¿Cuál es la fórmula del hidruro de X?

A) XH_3 B) XH C) X_2H_3
D) X_2H_5 E) XH_4

2. De los siguientes óxidos:
CaO, N_2O, NO, ZnO, Al_2O_3, PbO_2, Cr_2O_3, SiO_2, N_2O_5, indicar respectivamente el número de óxidos básicos, ácidos, anfóteros y neutros.

A) 0; 1; 4; 4 B) 1; 2; 5; 1
C) 3; 2; 1; 3 D) 2; 2; 3; 2
E) 1; 2; 4; 2

3. Algunos óxidos por el color que presentan son utilizados como pigmentos, entonces relacione correctamente.

I. TiO_2 a. verde
II. CoO b. amarillo
III. Fe_2O_3 c. azul
IV. UO_2 d. blanco

A) Ia, IIb, IIIc, IVd B) Id, IIc, IIIa, IVb
C) Ic, IIa, IIIb, IVd D) Ib, IId, IIIa, IVc
E) Ic, IIb, IIIa, IVd

4. El aceite de vitriolo es un ácido muy utilizado en la industria para fabricar fertilizantes como agente oxidante cuando esta concentrado y caliente, en descapado del acero, en metalurgia, etc. ¿Cuál es su fórmula?

A) HNO_3 B) H_2CO_3 C) $HMnO_4$
D) H_2SO_4 E) $HClO_4$

5. Señalar la relación incorrecta ión-nombre.

A) $NO_2S_2^{-3}$: ditioorbonitrato
B) $[Fe(CNO)_6]^{-3}$: ferricianuro
C) CNS^-: tiocianato
D) $S_2O_7^{-2}$: bisulfato
E) $B_4O_7^{-2}$: tetraborato

6. Según la química analítica, los metales con número de oxidación +3; +4; +6 forman cationes oxigenados a partir de su sal cloruro dibásicos y tetrabásico, parte luego descomponerse en oxisal y H_2O. El nombre del catión tiene la terminación "ilo". Indicar el número de proposiciones correctas:

I. AlO^+: alumínilo
II. BiO^{+3}: bismutilo
III. NO^-: nitrito
IV. UO_2^{+2}: uranilo

A) 1 B) 3 C) 4
D) 0 E) 2

7. Indicar en cuántas reacciones es posible obtener una sal (oxisal o haloidea).

I. $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow$ ..... + H_2
II. $Na + HCl \longrightarrow$ ..... + H_2
III. $H_2CO_3 + NaOH \longrightarrow$ ..... + H_2O
IV. $CaCO_3 + HCl \longrightarrow$ ..... + $CO_2 + H_2O$
V. $MgCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow$ ..... + $CO_2 + H_2O$

A) 3 B) 4 C) 6 D) 2 E) 5

8. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Son compuestos covalentes que pueden ser binarios o ternarios principalmente.
II. Sus propiedades ácidas se intensifican en solución acuosa debido al aumento de los iones hidrógeno H^+.
III. En su estructura solamente hay elementos representativos (grupo A).
IV. Sus soluciones acuosas enrojecen la fenolftaleína, siendo agrias al gusto.

A) VVVV B) VFFF C) VFVF
D) FVFV E) VVFF

9. ¿Cuál de los siguientes ácidos posee el mayor número de enlaces dativos?

I. Ácido carbónico II. Ácido fosfórico.
III. Ácido sulfúrico. IV. Ácido perbrómico
V. Ácido nítrico

A) II B) I C) IV D) V E) III

10. Cierto oxácido del arsénico (As) de fórmula $H_xA_yO_z$ se deshidrata y se obtiene un óxido ácido heptatómico. Determine la atomicidad del ácido polihidratado de dicho elemento tipo orto, si actúa con el mismo número de oxidación que en el oxácido inicial.

A) 7 B) 14 C) 16 D) 10 E) 8

11. Señalar la fórmula del ácido peroxiácido del azufre y cloro, respectivamente:

A) S_2SO_3 y $H_2Cl_2O_5$
B) H_2SO_4 y H_2ClO_7
C) H_2SO_5 y $HClO_5$
D) HS_2O_4 y $HClO_8$
E) Faltan datos de valencias de los elementos.

12. ¿Qué compuesto tiene mayor número de átomos por unidad fórmula?

I. Tiosulfato de magnesio.
II. Cloruro de calcio pentahidratado.

III. Peroxipermanganato argéntico.
IV. Ferricianuro plúmbico.
V. Pirosilicato básico de magnesio.

A) III B) V C) IV D) II E) I

13. Un oxácido de un elemento anfígeno, tiene como atomicidad 7. Si este elemento forma una sal neutra al reaccionar con el hidróxido de aluminio, su atomicidad será:

A) 12 B) 14 C) 20 D) 17 E) 15

14. ¿Cuántas fórmulas correspondientes a los nombres dados no son correctas?

I. Sulfato de amonio: $(NH_4)_2SO_4$
II. Ortofosfato diácido cúprico: $Cu(H_2PO_4)^2$
III. Bisulfuro estanoso: $SnHS$
IV. Ferrocianuro de potasio: $K_4Fe(CN)_6$
V. Dioxoyodato (III) de plomo (IV): $PbIO_2$

A) 2 B) 3 C) 4 D) 1 E) 5

15. Indicar el número de átomos presentes en una unidad fórmula del pirosilicato básico de magnesio (talco) y sulfato doble de aluminio y potasio dodecahidratado (alumbre) respectivamente.

A) 12; 24 B) 13; 26 C) 15; 30
D) 8; 35 E) 21; 48

16. Señalar el nombre común incorrecto de las siguientes sales hidratadas.

A) $MgSO_4.7H_2O$: sal de Epsom
B) $CuSO_4.5H_2O$: vitriolo azul
C) $NoI_2B_4O_7.10H_2O$: sosa de lavar
D) $CaSO_4.2H_2O$: yeso
E) $Na_2S_2O_3.5H_2O$: hiposulfito de fotógrafos

17. Hallar la suma del estado de oxidación del platino, oro, nitrógeno y carbono respectivamente en las siguientes especies químicas:

$[Pt(NH_3)_4]^{+2}$; N_3H; HCN; $C_6H_{12}O_6$

A) +2; +3; −3; +0 B) +4; +3; −3; +2
C) +2; −1/3; −3; 0 D) +2; +1/3; −3; 0
E) +2; +3; −3; +4

18. Cuál de las reacciones químicas es incorrecta.

A) Oxácido + base $\longrightarrow$ oxisal + H_2O
B) Hidrácido + base $\longrightarrow$ haloidea + H_2O
C) No metal + O_2 $\longrightarrow$ anhídrido
D) Metal activo + H_2 $\longrightarrow$ hidrácido
E) Óxido ácido + H_2O $\longrightarrow$ oxácido

19. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda, respecto a los hidruros.

I. Los hidruros no metálicos son gases a temperatura ambiental y tóxicos por lo general.
II. Los hidruros del grupo EH_5, por lo que son compuestos binarios hexatómicos.
III. Los hidruros del grupo VA tienen por fórmula general EH_5, por lo que son compuestos binarios hexatómicos.
IV. El compuesto $LiAlH_4$ es un hidruro simple usado como agente reductor en síntesis orgánica.

A) VFVF B) FFFV C) VVVV
D) VVFV E) VVFF

20. Existen oxácidos que presentan en su estructura elementos de transición. Indicar el ácido inorgánico mal nombrado.

A) H_2MoO_4 : ácido molibdico
B) H_2VO_3 : ácido vanádico
C) H_2UO_4 : ácido uránico
D) $HMnO_4$: ácido permangánico
E) H_2WO_4 : ácido wolfrámico

21. Hay una segunda forma de nombrar a los ácidos oxácidos recomendada por la IUPAC por su sencillez y carácter sistemático. Indicar el ácido mal nombrado.

A) H_2SO_3: trioxosulfato (IV) de hidrógeno.
B) HNO_2: dioxonitrato (III) de hidrógeno.
C) $HClO_4$: pertetraoxoclorato (VII) de hidrógeno.
D) H_2CO_3: trioxocarbonato (IV) de hidrógeno.
E) H_3PO_4: tetraoxofostato (V) de hidrógeno.

22. ¿Qué afirmación, respecto a los usos o propiedades de los ácidos, es incorrecta?

A) El ácido fluorhídrico es usado para grabar vidrio, produciendo un grabado liso en el vidrio.
B) El ácido nítrico diluido mancha las manos de amarillo, por su acción sobre las proteínas, siendo usado para fabricar explosivos, colorantes, etc.
C) El ácido sulfúrico es usado como agente deshidratante, como electrólito en baterías, etc.
D) El ácido clorhídrico es usado como catalizador para obtener glucosa y otros productos por hidrólisis del almidón.
E) El ácido nitroso es estable, aun cuando su solución acuosa es calentada, siendo usado para reconocer los tipos de aminas.

23. Las sales hidratadas tienen muchas aplicaciones, ¿qué aplicación de la sal dada no es correcta?

A) $MgSO_4.7H_2O$
purgante, tintura, curtido.
B) $CuSO_4.5H_2O$
insecticida, conservador de madera, plaguicida.
C) $Na_2B_4O_7.10H_2O$
ablandamiento de agua, vidrio pírex.
D) $CaSO_4.2H_2O$
placas de muro seco, cemento, fracturas.
E) $Na_2S_2O_3.5H_2O$
agentes de limpieza, lavado de tejidos.

24. Respecto a las sales hidratadas ¿qué proposición es falsa?

A) Una sal anhidra es higroscópica cuando absorbe agua formando un hidrato.
B) Una sal anhidra es delicuescente cuando absorbe humedad del aire hasta producir una solución líquida.
C) La pérdida de agua de una sal hidratada (parcial o total) por elevación natural de la temperatura o disminución de la presión atmosférica se llama eflorescencia.
D) El agua en la sal hidratada se une a la sal anhidra mediante enlace covalente dativo y enlace iónico.
E) Las sustancias higroscópicas se usan para conservar medicamentos, piezas de metal, acondicionadores de aire, etc.

25. Sobre la sal hidratada $CuSO_4.7H_2O$, indicar verdadero (V) o falso (F), según corresponda.

I. 6 moléculas de H_2O están unidas al catión CO^{-2} mediante enlace dativo.
II. El anión SO_4^{-2}, se une a una molécula de H_2O mediante enlace puente de hidrógeno.
III. Si se introduce cierta cantidad de esta sal a un horno sufre un proceso de delicuescencia.

A) VVV B) FVF C) VFF
D) VFV E) FFF

26. Respecto a las aplicaciones de los óxidos, indicar la alternativa incorrecta.

A) Forma parte del vidrio, cemento, arena, etc.
B) Actualmente en algunos países europeos, se usa cal viva para atenuar las consecuencias.
C) La hematita es la mena del hierro, el cual se extrae en un proceso metalúrgico llamado siderurgia.
D) El óxido de aluminio tiene una entalpía de formación exotérmica muy grande, esta propiedad confiere utilidad al aluminio como propelente en los trasbordadores espaciales.
E) El dióxido de carbono CO_2 es usado para fabricar hielo común, en cervecerías, en la preparación de bebidas gaseosas, etc.

27. ¿Cuántas aseveraciones son correctas, respecto a los hidróxidos?

I. Son compuestos iónicos ternarios generalmente, cuyo grupo funcional es el ión hidróxilo (OH^-)
II. Pueden producirse directamente cuando cualquier metal activo reacciona con el agua a temperatura ambiental.
III. Sus soluciones acuosas son untuosas al tacto, presentando sabor cáustico.
IV. Los álcalis son los hidróxidos del grupo IIIA, debido a que presentan propiedades anfóteras.

A) 1 B) 0 C) 4
D) 2 E) 3

28. Relacionar correctamente el hidróxido y su aplicación.

I. $NaOH_{(ac)}$	a. antiácido estomacal
II. $KOH_{(ac)}$	b. limpiador de vidrios
III. $NH_4OH_{(ac)}$	c. detergente industrial
IV. $Mg(OH)_2$	d. limpiador de hornos

A) Ia, IIb, IIIc, IVd B) Ic, IIa, IIId, IVb
C) Ib, IIc, IIId, IVa D) Ic, IId, IIIb, IVa
E) Id, IIa, IIIb, IVc

29. En base a la capacidad de combinación (valencia) reconozca la fórmula del compuesto que se obtiene al combinar los elementos Sn(Z = 50) y F(Z = 19).

A) SnF B) SnF_2 C) SnF_4
D) SnF_5 E) SnF_6

30. Indicar la alternativa que presenta la relación incorrecta sal-nombre.

A) Na_3SbO_4: antimoniato sódico
B) $MgSO_4$: tetraoxosulfato (VI) de magnesio
C) $NiCr_2O_7$: dicromato de níquel (II)
D) $(AsH_4)_2SO_4$: sulfato de arsénico
E) HgCNO: cianato de mercurio (I)

31. Nombre de los siguientes ácidos oxácidos respectivamente:

I. H_2CO_3 II. H_2SO_4 III. H_2TeO_4

A. Carbónico, sulfúrico, teluroso
B. Carbonito, sulfuroso, teluroso
C. Sulfuroso, carbonato, telurioso
D. Carburo, sulfúrico, tecnésico
E. Carbónico, sulfúrico, telúrico.

32. Al comparar al NH_3 y H_2O podemos concluir que:

I. Ambas presentan una geometría electrónica tetraédrica.
II. El NH_3 es una molécula angular mientras que el H_2O es una molécula piramidal.
III. El H_2O presenta menor ángulo de enlace que el NH_3

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) I; II y III

33. En las ferreterías se conoce como alumbre y carburo, respectivamente:

A) $CuSO_4$; NaOH B) H_2SO_4; $NaHCO_3$
C) $Al_2(SO_4)_3$; CaC_2 D) $CuSO_4.5H_2O$; NaCl
E) $CaCl_2.2H_2O$; CaC_2

34. Señale la relación fórmula-nombre comercial incorrecta:

A) $NaOH_{(ac)}$: soda cáustica
B) $H_2O_{2(ac)}$: agua oxigenada
C) $CaSO_4.2H_2O_{(s)}$: yeso
D) $Ca(OH)_{2(ac)}$: agua de cal
E) $HNO_{3(ac)}$: agua regia

35. Indique en cuál de las siguientes alternativas se nombra correctamente los siguientes compuestos, en el orden en que se presentan:
$HaHSO_3$; CuBr; $Fe(NO_3)_3$; Na_2HPO_4; $Ni(ClO)_2$

A) Bisulfito de sodio, bromuro cuproso; nitrato ferroso; ortofosfato disósdico; hipoclorito niqueloso.
B) Bisulfito de sodio; bromuro cuproso; nitrato férrico; fosfato ácido sódico, hipoclorito niqueloso.
C) Bisulfito de sodio; bromuro cuproso; nitrato férrico, fosfato ácido sódico; clorito niquélico.
D) Bisulfito de sodio; bromuro cúprico; nitrato ferroso; ortofosfito sódico; hipocloroito niqueloso.
E) Bisulfito de sodio, hipobromito cuproso; nitrato férrico, ortofosfato disódico, clorito niqueloso.

36. En relación a los compuestos siguientes:

Compuesto	I	II
Fórmula	H_2SO_3	$H_2Cr_2O_7$

¿Cuál proposiciones es incorrecta?

A) I y II son ácidos ternarios
B) I es ácido sulfuroso
C) II es dicrómico
D) El estado de oxidación del azufre es mayor que el estado de oxidación del cromo.
E) El SO_2 y el agua origina el compuesto I.

37. Se tiene los siguientes compuestos:
$CO_{2(g)}$; $Mn_2O_{7(s)}$; $CrO_{3(s)}$; $SO_{3(g)}$; $Fe_2O_{3(s)}$; $N_2O_{5(g)}$. Indique la proposición verdadera:

A) Existen más óxidos ácidos que óxidos básicos.
B) El número de óxidos ácidos es menor que le número de óxidos básicos.
C) Existe igual número de óxidos ácidos y óxidos básicos.
D) Todos son óxidos básicos.
E) Todos son óxidos ácidos.

38. ¿Cuál de las cuatro relaciones ión-nombre, es correcta?

IÓN	NOMBRE
I. ClO_2^{1-}	1. Perclorato
II. ClO^{-}	2. Clorato
III. ClO_4^{1-}	3. Clorito
IV. ClO_3^{1-}	4. Hipoclorito

A) I – 3; II – 4; III – 1; IV – 2
B) I – 2; II – 3; III – 4; IV – 1
C) I – 1; II – 2; III – 3; IV – 4
D) I – 2; II – 1; III – 4; IV – 3
E) I – 1; II – 3; III – 2; IV – 4

39. Señale la alternativa que contiene un hidruro metálico y un hidruro no metálico, en ese orden.

A) NH_3 y H_2O B) NaH y AlH_3 C) KH y CaH_2
D) CH_4 y B_2H_5 E) KH y PH_3

40. En un almacén se encuentran las siguientes sustancias: NO; CO_2; K_2O; MgO; SO_3; ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. El número de óxidos básicos es mayor al de óxidos ácidos.
II. Son óxidos básicos: K_2O y MgO
III. Son óxidos ácidos: NO; CO_2 y SO_3

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) II y III E) I, II y III

41. Indique verdadero (V) o falso (F) a cada una de las siguientes proposiciones:

I. En los hidruros metálicos, el hidrógeno tiene estado de oxidación +1.
II. El $HCl_{(g)}$ en medio acuoso, forma un ácido hidrácido.
III. Los metales de transición forman hidruros metálicos con su mayor estado de oxidación.

A) VVF B) FVF C) FFV
D) VVV E) VFF

42. Las fórmulas de un óxido básico y un óxido ácido, respectivamente, son:

A) Cr_2O_3; CO_3^{2-} B) SO_3; CuO_2 C) CuO_2; S_3O
D) Fe_2O_3; SO_2 E) Al_2O_3; ZnO

43. Señalar la relación correcta entre la fórmula del óxido y la nomenclatura Stock correspondiente:

A) Ni_2O – óxido de niquel (II)
B) Cr_2O_3 – óxido de cromo (IV)
C) Pb_3O_4 – óxido de plomo (II)
D) Fe_2O_3 – óxido de hierro (III)
E) Fe_3O_4 – óxido de hierro (II)

44. Sobre los compuestos se puede decir que:

I. Se forman cuando los elementos se combinan en proposiciones definidas.
II. Se representan mediante una fórmula.
III. En la fórmula los elementos participan con un número de oxidación.
IV. La capacidad de combinación de un elemento en una fórmula, depende de su ubicación en la tabla periódica.

A) VFVV B) VVVV C) FVVV
D) FVVF E) VVFF

45. De las proposiciones:

I. El estado de oxidación representa la carga eléctrica real o aparente.
II. El signo del estado de oxidación depende de la electronegatividad de los átomos enlazados.
III. En una misma estructura molecular un elemento puede tener átomos con diferentes estados de oxidación.

Es(son) correcta(s):

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

46. Indicar el compuesto de mayor cantidad de átomos por unidad fórmula:

A) Hidróxido de calcio B) Óxido de galio
C) Óxido ferroso D) Hidróxido de aluminio
E) Peróxido de bario

47. Marcar lo incorrecto:

A) Hidróxido de potasio: KOH
B) Óxido de litio: Li_2O
C) Óxido de magnesio: MgO
D) Hidróxido cloroso: $Cl(OH)_3$
E) Óxido cúprico: CuO

48. Respecto a los nombres de iones que se indica, ¿cuál es incorrecta?

I. Ca^{2+}: Catión calcio
II. Fe^{2+}: Catión hierro (II)
III. Cr^{3+}: Catión cromo (IV)
IV. Cl^-: Ión cloruro
V. O_2^{2-}: Ión peróxido
VI. OH^-: Ión hidróxido

A) II, IV y IV B) III y IV C) Solo III
D) II y IV E) I, II y V

49. Indique la relación correcta nombre - fórmula de los siguientes compuestos:

I. $NaH_{(s)}$: Hidruro de sodio (I)
II. $H_2S_{(g)}$: Sulfuro de hidrógeno
III. $FeH_{2(s)}$: Hidruro de hierro

A) VVV B) VVF C) FFV
D) FVV E) FFF

50. En la relación de compuestos químicos siguientes, indique cuantos ácidos hidrácidos existen:
CuO; CaH_2; MnO_3; AgOH; $H_2S_{(ac)}$

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

51. Relacionar:

I. Óxido básico
II. Óxido ácido
III. Hidróxido
IV. Hidruro metálico
V. Hidruro no metálico

a. $Cr(OH)_2$ b. NaH c. Na_2O
d. NH_3 e. CrO_3

A) Ia; IIb; IIIc; IVd; Ve
B) Ic; IIe; IIIa; IVb; Vd
C) Ie; IIa; IIIc; IVd; Vb
D) Ia; IIe; IIIc; IVb; Vd
E) Id; IIb; IIIa; IVc; Ve

52. Identifique las sustancias que no son hidróxidos:

I. NaOH II. $HO-NO_3$ III. $B(OH)_3$
IV. $Fe(OH)_2$

A) Solo II B) II y III C) I y III
D) I y IV E) I, III y IV

53. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. NaOH : Hidróxido de sodio
II. $Fe(OH)_3$: Hidróxido de hierro (III)
III. Se forma el hidróxido de calcio a partir de:
$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(ac)}$

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FFV E) FVF

54. Los átomos de los elementos "J" y "L" poseen una carga nuclear cuyos valores son 20 y 17, respectivamente. ¿Cuál es la posible fórmula del compuesto que forman "J" y "L"?

A) J_2L_2 B) JL_2 C) J_2L_3
D) J_3L_2 E) JL_4

55. Determine el estado de oxidación del elemento subrayado, respectivamente:

I. $\underline{N}H_3$ II. $K_2\underline{Cr}_2O_7$
III. $\underline{Mn}O_4$ IV. $H_2\underline{S}O_3$

A. −3; +5; +7; +6 B. −3; +6; +6; +4
C. +3; +6; +7; +4 D. −3; +6; +7; +4
E. +3; +6; +7; +6

56. Una de las reacciones químicas no es verdadera:

A. Oxácido + Base $\longrightarrow$ Oxisal + H_2O
B. Hidrácido + Base $\longrightarrow$ Sal haloidea + H_2O
C. No metal + $O_2 \longrightarrow$ Anhídrido
D. Metal + $H_2 \longrightarrow$ Hidrácido
E. Óxido ácido + $H_2O \longrightarrow$ Oxácido

57. Determine lo(s) incorrecto(s), según sea el caso:

I. El cromo es un anfótero y en el óxido crómico actúa como no metal.
II. Cuando la "cal viva" se hace reaccionar en agua, se forma "lechada de cal", que es una suspensión básica.
III. La "magnetita" es una mezcla de óxidos de hierro que son alótropos.
IV. La soda y potasa cáustica son $Ca(OH)_2$ y KOH disueltos en agua, respectivamente.

A) I y II B) Solo III C) I y III
D) Solo IV E) I, III y IV

58. Marque la pareja de compuestos que corresponden a ácidos oxácidos dipróticos:

A) H_2S; H_2SO_4 B) $HClO_3$; H_3PO_4
C) H_2Se; H_2SO_3 D) H_2CO_3; H_3PO_3
E) $H_2S_2O_7$; H_2TeO_3

59. Indicar el compuesto que tiene menor cantidad de átomos de oxigeno:

A) Óxido niquélico B) Óxido carbónico
C) Hidruro de potasio D) Óxido sulfúrico
E) Hidróxido mercurioso

60. Indique el compuesto cuya nomenclatura es incorrecta:

A) Na_2O: Óxido de sodio
B) $Ca(OH)_2$: Hidróxido de calcio
C) FeO: Óxido de hierro (II)
D) LiOH: Hidróxido de litio
E) CuO: Óxido de cobre (I)

61. Indique en que caso el nombre no corresponde a la fórmula química:

A) N_2O_5: Pentóxido de dinitrógeno
B) N_2O_3: Trióxido de nitrógeno
C) NO : Monóxido de nitrógeno
D) NO_2 : Dióxido de nitrógeno
E) N_2O : Monóxido de dinitrógeno

62. Los compuestos: CaH_2; KH; AlH_3 y CuH_2, son:

A) Compuestos organometálicos
B) Compuestos de naturaleza ácida
C) Ácidos hidrácidos
D) Hidruros
E) Hidrocarburos

63. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. $MgSO_4 + 7H_2O \longrightarrow MgSO_4.7H_2O$ es un proceso de eflorescencia.
II. Las sales que presentan delicuescencia son usadas como detectores de humedad.
III. El sulfato de aluminio forma sales dobles llamadas alumbres.

A) FVV B) FFV C) VVF D) VFV E) VFF

64. Indique en las siguientes proposiciones verdadero (V) o falso (F):

I. Los ácidos oxácidos que son dipróticos presentan el no metal con estado de oxidación par.
II. El ácido carbónico es un ácido oxácido diprótico.
III. El nombre del H_2SeO_3 es ácido selenioso.

A) VVV B) VVF C) VFV D) FVV E) FFV

65. Señale el número de ácidos oxácidos monopróticos en la siguiente lista de ácidos.

HCl; HNO_2; HCN; H_2SO_3; H_3PO_4; H_3PO_2; $HClO^-$

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

66. Dadas las siguientes fórmulas:

I. NiS II. $CuSl_2$ III. $(NH_4)_2Si_2O_5$
IV. $AuHSO_4$ V. $Zn_3(AsO_4)_2$

Considerando orden correlativo, ¿qué nombre es incorrecto?

A. Sulfuro de níquel (II)
B. Cloruro cúprico
C. Silicato de amonio
D. Sulfato ácido de oro (I)
E. Tetraoxoarseniato (V) de zinc

67. En la siguiente relación de sales, ¿cuántas son sales ácidas?

$NaHCO_3$ $Ca(HSO_4)_2$ Na_2HPO_3
KH_2PO_2 CaOHClO $HMnO_4$
$Fe(NO_3)_3$ $(NH_4)_2SO_4$

A) 2 B) 4 C) 7 D) 5 E) 8

68. Según la nomenclatura clásica, indique lo incorrecto respecto a las sales oxisales neutras:

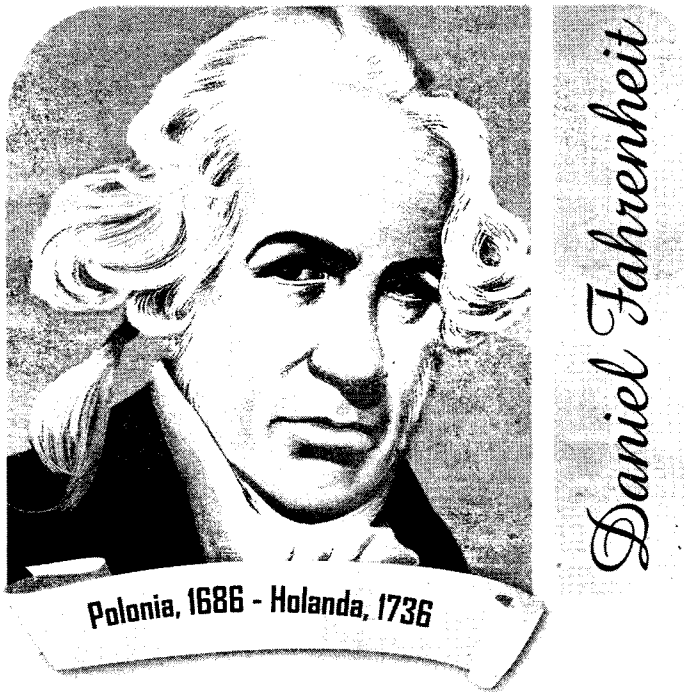
A) $CaCO_3$: Carbonato de calcio
B) $NaNO_3$: Nitrato de sodio
C) $KClO_4$: Perclorato de potasio
D) NaClO : Clorato de sodio
E) $Ca_3(PO_4)_2$: Fosfato de calcio

CLAVES

1. E	10. E	19. E	28. D	37. A	46. D	55. D	64. A
2. D	11. O	20. B	29. C	38. A	47. D	56. D	65. A
3. B	12. C	21. C	30. D	39. E	48. C	57. E	66. A
4. D	13. D	22. E	31. E	40. B	49. B	58. E	67. A
5. D	14. B	23. E	32. D	41. B	50. A	59. E	68. D
6. A	15. E	24. D	33. C	42. D	51. B	60. E	
7. E	16. C	25. C	34. E	43. D	52. B	61. B	
8. E	17. D	26. E	35. B	44. B	53. A	62. D	
9. C	18. D	27. A	36. D	45. E	54. B	63. A	

Conceptos físicos

capítulo 07



Daniel Gabriel Fahrenheit (Gdansk, 24 de mayo de 1686-La Haya, 16 de septiembre de 1736) fue un físico, ingeniero y soplador de vidrio alemán étnico, célebre entre otras cosas por haber desarrollado el termómetro de mercurio y la escala Fahrenheit de temperatura. Tras la muerte de sus padres efectuó viajes de estudio a Alemania, Inglaterra y Dinamarca. Se estableció luego en Ámsterdam, en esa época uno de los principales centros de fabricación de instrumental científico, donde trabajó como soplador de vidrio. Ahí comenzó a desarrollar instrumentos de precisión al crear los termómetros de agua (1709) y de mercurio (1714).

En 1714 publicó en Acta Eruditorum sus investigaciones, proponiendo una nueva escala para la medición de temperaturas. Fahrenheit diseñó una escala, empleando con referencia una mezcla de agua y sal de cloruro de amonio a partes iguales, en la que la temperatura de congelación y de ebullición es más baja que la del agua. El valor de congelación de esa mezcla lo llamó 0 °F, a la temperatura de su cuerpo, 96 °F, y a la temperatura de congelación del agua sin sales la llamó 32 °F. El motivo de asignar a la temperatura del cuerpo el valor 96 era la necesidad de que entre el cero y el 96 hubiera una escala formada por una docena de divisiones, cada una de ellas subdividida en ocho partes.

Fuente: Wikipedia

DENSIDAD

Es una unidad de concentración física de toda especie homogénea. Nos indica la masa (m) existente por unidad de volumen (V).

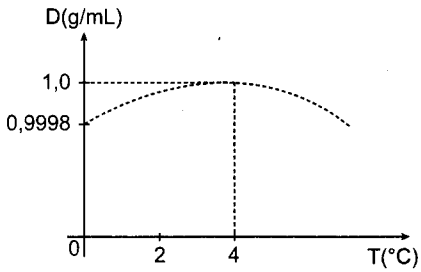
(I) $\boxed{D = \frac{m}{V}}$ D: densidad absoluta

Unidades: $\frac{g}{mL}; \frac{kg}{L}; \frac{lb}{pie^3}; \frac{lb}{gal}$

Considerando en los 3 estados de la materia.

La densidad de una sustancia varía de acuerdo con su estado, ejemplo H_2O.

- A 0 °C hielo tiene una densidad de 0,9998 g/mL. A medida que aumenta la temperatura, la estructura rígida del hielo colapsa aumentando la densidad.
- A 4 °C no predomina ningún efecto y el agua alcanza su máxima densidad de 1,0000 g/mL.
- Por encima de 4 °C existe el efecto de un aumento molecular y el líquido continúa dilatándose, por consiguiente disminuye su densidad.



Para el H_2O: $D = 1\frac{g}{mL} = 1\frac{kg}{L} = 62{,}4\ \frac{lb}{pie^3}$

$D_{H_2O} = 1\frac{g}{mL}$ $\quad D_{H_2O} = 1\frac{kg}{L}$

De: $D = \frac{m}{V} \Rightarrow \boxed{m = DV}$ $\quad ...(\phi)$

Reemplazando en ecuación (ϕ) y D_{H_2O}:
m = (1)V

$\boxed{m = V}$ numéricamente

Ejemplos:

- m = 1 g ⟶ V = 1 mL
- m = 4 g V = 4 mL
- m = 100 g V = 100 mL
- m = 3 kg V = 3 L
- m = 40 kg V = 40 L
- m = 135 kg V = 135 L

- La densidad de un cuerpo depende de la presión y temperatura; ambos parámetros modifican el volumen del cuerpo, pero no su masa.

Ejemplo:

Hallar el volumen de un cuerpo cuya densidad es 2 g/L, sabiendo que contiene 48 g de masa.

Resolución

D = 2 g/L; m = 48 g

como: $D = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{D} = \frac{48\ g}{2\ g/L}$ $\quad \therefore V = 24\ L$

Densidades conocidas

1. $D_{H_2O} = 1{,}0$ g/mL
2. $D_{H_2} = 13{,}6$ g/mL
3. $D_{NH_3} = 2{,}1$ g/mL
4. $D_{Fe} = 7{,}8$ g/mL
5. $D_{aceite} = 0{,}8$ g/mL
6. $D_{aceite} = 1{,}3$ g/L

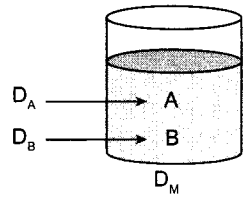
DENSIDAD DE UNA MEZCLA

Cuando varios componentes se unen para formar una mezcla. Su densidad se halla:

$$\boxed{D_m = \frac{\text{masa total}}{\text{Volumen total}} = \frac{m_t}{V_t}}$$

Ejemplo:

2 Componentes: A y B



$m_T = m_A + M_B$
$V_T = V_A + V_B$

$$\boxed{D_M = \frac{M_A + M_B}{V_A + V_B}}$$

Para "n" componentes:

$$\boxed{D_M = \frac{M_1 + M_2 + M_3 + ... + M_n}{V_1 + V_2 + V_3 + ... + V_n}}$$

$$\boxed{D_M \neq D_1 + D_2 + D_3 + ... + D_n}$$

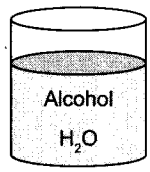
$$\boxed{D_{menor} < D_M < D_{mayor}}$$

Ejemplos:

1. Hallar la densidad de una mezcla compuesta en volúmenes iguales de agua y alcohol (D = 0,89 g/mL)

Resolución:

$V_{H_2O} = V_{alc.} = V$;
$D_{H_2O} = 1$ g/mL
$D_{alc} = 0{,}8$ g/mL



$$D_M = \frac{m_{alc.} + m_{H_2O}}{V_{alc.} + V_{H_2O}}$$

$$D_M = \frac{D_{alc.}V + D_{H_2O}V}{2V} = \frac{D_{alc.} + D_{H_2O}}{2} \quad ...(\alpha)$$

$$D_M = \frac{0,8 + 1}{2} = 0,9 \text{ g/mL}$$

Generalizado:

(I) Para "n" componentes:

$V_1 = V_2 = V_3 = ... = V_n$

$$\boxed{D_M = \frac{D_1 + D_2 + D_3 + ... + D_n}{n}}$$ Media aritmética

(II) $m_1 = m_2 = m_3 = ... = m_n$

$$\boxed{D_M = \frac{n}{\frac{1}{D_1} + \frac{1}{D_2} + \frac{1}{D_3} + ... + \frac{1}{D_n}}}$$ Media armónica

2. Hallar la densidad de una mezcla formada de vinagre y H_2O, si se unen en masas iguales.

$D_{H_2O} = 1 \text{ g/cm}^3$ $D_{vinagre} = 0,75 \text{ g/mL}$

Resolución:

Si $m_v = m_{H_2O} = m$

$$D_M = \frac{2}{\frac{1}{D_V} + \frac{1}{D_{H_2O}}}$$ Media armónica

$$D_M = \frac{2}{\frac{1}{1} + \frac{1}{0,75}} = 0,86 \text{ g/mL}$$

◀ DENSIDAD RELATIVA (Dr)

Es la comparación (cociente) entre dos densidades absolutas. No tiene unidades dimensionales.

$$Dr = \frac{\text{D. del cuerpo}}{\text{D. de la sustancia de comparación}}$$

Así:

$$\boxed{D_{A/B} = \frac{D_A}{D_B}}$$ Densidad del cuerpo A respecto al cuerpo B.

- Se asume sustancias de comparación:
  H_2O: para sólidos y líquidos

Ejemplo:

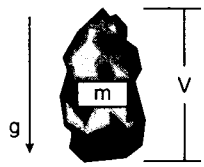
$$Dr_{(aceite)} = \frac{D_{aceite}}{D_{H_2O}} = \frac{0,8 \text{ g/mL}}{1 \text{ g/L}} = 0,8$$

$D_{aire} = 1,3 \text{ g/L}$: para gases:

$$Dr_{(NH_3)} = \frac{D_{NH_3}}{D_{aire}} = \frac{2,1 \text{ g/L}}{1,3 \text{ g/L}} = 1,6$$

PESO ESPECÍFICO (PE) O (γ)

Es una unidad de concentración física de toda especie homogénea que resulta de la comparación entre el peso (W) de la especie por cada unidad de volumen (V).



$$\boxed{\gamma = \frac{W}{V}}$$ Peso específico absoluto

Unidades:

$\frac{g}{mL}; \frac{kg}{L}; \frac{lb}{pie^3}$

$\frac{g}{mL} <> \frac{g - f}{mL}$ f: fuerza

$W = mg$ ...(α)

Relación entre γ y D

$$\gamma = \frac{W}{V} = \frac{\overbrace{Mg}}{V} = Dg$$

$$\boxed{\gamma = Dg} \quad ...(\beta)$$

Nota

Si la g = 9,8 m/s² y 45° de latitud sobre el nivel del mar. } La masa y el peso son numéricamente iguales.

$\boxed{m = w}$ numéricamente

$\boxed{D = \gamma}$

Ejemplos:

1.
   a) masa = 5 g ⇒ peso = 5 g
   b) masa = 50 g ⇒ peso = 50 g
   c) masa = 10 g ⇒ peso = 10 g

2.
   a) $D_{Hg} = 13,6 \text{ g/L} \Rightarrow \gamma_{Hg} = 13,6 \text{ g/mL}$
   b) $D_{H_2O} = 1 \text{ g/mL} \Rightarrow \gamma_{H_2O} = 1 \text{ g/mL}$
   c $D_{aire} = 1,3 \text{ g/L} \Rightarrow \gamma_{aire} = 1,3 \text{ g/L}$

masa $\underbrace{(g; kg; lb)}_{\text{S. Abs}}$ y $\underbrace{W \quad (g; kg; lb)}_{\text{S. técnico gravitacional (STG)}}$

Ejemplo:

W = 10 kg (STG)

$g = 9,8 \text{ m/s}^2$

$1 \text{ kg} = 9,8 \text{ N} = 9,8 \text{ kgm/s}^2$

Hallar: m (S. Abs)

Resolución:

$W = mg \Rightarrow m = \frac{W}{g}$

$$m = \frac{10 \text{ kg}}{9,8 \frac{m}{s^2}}\left[\frac{9,8 \text{ kg}\left(\frac{m}{s^2}\right)}{1 \text{ kg}}\right] \Rightarrow m = 10 \text{ kg}$$

Si la masa está en el sistema absoluto y el peso en el sistema técnico.

$$\boxed{m = W = 10} \quad \text{numéricamente}$$

Como: $D = \gamma \Rightarrow D_r = \gamma_r$

GRAVEDAD ESPECÍFICA (GE)

Es una ρ_r o γ_r

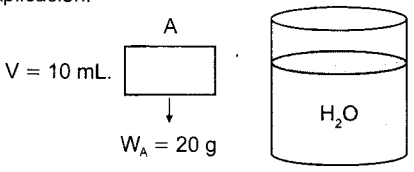
Y se obtiene al comparar los pesos de 2 sustancias cuando se considera volúmenes iguales de ambas sustancias.

- La sustancia de comparación es necesariamente:
  H_2O: sólidos y líquidos
  Aire: gases

$$\boxed{GE_A = \frac{\gamma_A}{\gamma_{H_2O}} = \frac{D_A}{D_{H_2O}}} \quad S - L$$

$$\boxed{GE_X = \frac{\gamma_X}{\gamma_{aire}} = \frac{D_X}{D_{aire}}} \quad \text{Gases}$$

Aplicación:



Hallar: GE

Resolución:

$V_A = V_{H_2O} \Rightarrow V_{H_2O} = 10$ mL.

$\Rightarrow \therefore W_{H_2O} = 10$ g

$$\boxed{GE_A = \frac{W_A}{W_{H_2O}}} = \frac{20\text{ g}}{10\text{ g}}$$

$GE_A = 2$

Ejemplos:

1. ¿Cuál es el costo de 3 litros de aceite importado cuya densidad es 0,8 g/mL y se vende a S/.7,00 el kilo?

   Resolución:

   1 kg → S/.7,00

   V = 3 L

   r = 0,8 g/mL = 0,8 kg/L

   Si: $r = \frac{m}{V} \Rightarrow m = rV \Rightarrow m = 0,8 \times 3 = 2,4$ kg

   Hallando el costo en S/. :

   $$2,4\text{ kg}\left(\frac{S/.7,00}{1\text{kg}}\right) = S/.16,8$$

2. Un ácido de batería tiene una D = 1285 g/mL y contiene 40% en masa de H_2SO_4 puro. ¿Cuántos gramos de H_2SO_4 puro contendrá un litro de ácido de batería?

   Resolución:

   % $H_2SO_4 = 40\%$ $\qquad V_{ac.} = 1\text{ L} = 103\text{ L}$

   $$m_{\text{ácido bateria}} = D_{\text{ácido}} V_{\text{ácido}} = 1285\ \frac{g}{mL} \times 10^3\text{ mL}$$

   $m_{\text{ácido bateria}} = 1285$ g

   $$m_{H_2SO_4} = \frac{40}{100}(m_{\text{ác.bat.}}) = \frac{40}{100}(1285\text{ g})$$

   $m_{H_2SO_4} = 514$ g

3. La densidad de una mezcla de aceite y vinagre es 0,96 g/cm³. Determinar la densidad del aceite, sabiendo que para masas iguales el volumen del vinagre es 2/5 del volumen de la mezcla.

   Resolución:

   $D_M = 0,96\ \frac{g}{cm^3}$ $\qquad M_V = M_a = m$

   $m_M = 2m$

   $V_v = \frac{2}{5}V_M \Rightarrow V_a = \frac{3}{5}V_M$

   De: $D = \frac{m}{V} \Rightarrow \frac{m}{D_a} = \frac{3}{5}\left(\frac{2m}{D_M}\right)$

   $$D_a = \frac{5D_M}{3\times 2} = \frac{5}{6}(0,96) \Rightarrow D_a = 0,8\text{ g/cm}^3$$

4. La densidad de un cuerpo es 2 kg/L. Determinar el volumen en galones peruanos para 44 lb de este cuerpo.

   Resolución

   $D = \frac{m}{V}$

   $D = 2$ kg/L $\wedge$ $m = 44$ lb

   $$V = \frac{m}{D} = \frac{44\text{ lb}}{2\text{ kg/L}}\left(\frac{2\text{ kg}}{2,2\text{ lb}}\right) = 10\text{ L}$$

   1 galón peruano = 4 L

   $$V = 10\text{ L}\left(\frac{1\text{galón}}{4\text{ L}}\right) = 2,5\text{ galones}$$

5. La densidad relativa de un cuerpo A con respecto a un cuerpo B es 12 y la densidad relativa de B es 2. Determinar la densidad de una mezcla formada por volúmenes iguales de los líquidos A y B.

   Resolución:

   $D_{\frac{A}{B}} = 12 \Rightarrow \frac{D_A}{D_B} = 12$ $\qquad ...(\alpha)$

   $Dr_{(B)} = 2 \Rightarrow \frac{D_B}{D_{H_2O}} = 2 \Rightarrow D_B = 2$

   $D_{H_2O} = 1\text{ g/cm}^3$

   en (α): $D_A = 24$

   D_M: volúmenes iguales

   $$D_M = \frac{D_A + D_B}{2} \qquad ...(\beta)$$

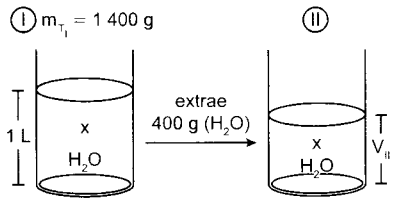
   Reemplazando en (β): $D_M = \frac{24+2}{2} = 13\text{ g/cm}^3$

6. Se tiene una mezcla de un líquido X con H_2O, de tal manera que la densidad total es 1,4 g/cm³ y 1 litro de volumen. Si se extraen 400 g de agua, determinar la nueva densidad de la mezcla.

   Resolución:

   $D = 1,1\text{ g/cm}^3$ $\wedge$ $V = 1\text{ L} = 1000\text{ cm}^3$

   $m_T = DV \Rightarrow m_{T_1} = 1,4(1000) \Rightarrow m_{T_1} = 1400$ g



$m_{T_{II}} = 1000$ g

Hallando: $m_{T_{II}}$ (mezcla)

$m_{T_{II}} = 1400 - 400 = 1000$ g

Hallando: V_{II}(mezcla): $V_{II} = V_{inicial} - V_{extraído}$

Se extrae: 400 g (H_2O)

Se sabe: M_{H_2O} <> V_{H_2O} numéricamente

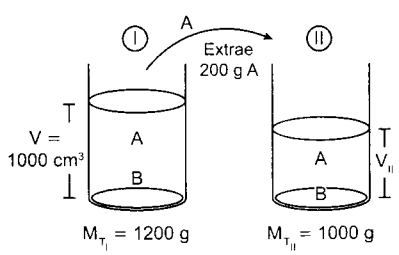
400 g (H_2O) ⇒ $V_{H_2O} = 400$ cm³ (extraído)

⇒ $V_{II} = 1000 - 400 = 600$ cm³

$D_{M_{II}} = \frac{m_{T_{II}}}{V_{II}} = \frac{1000}{600} \Rightarrow D_{MII} = 1,6$ g/cm³

7. Se tiene 2 líquidos A y B cuya masa total es 1200 g en un litro de volumen; se extraen 200 gramos de un líquido A y como consecuencia la densidad de la mezcla aumenta en 0,3 g/cm³. Hallar la densidad del líquido A.

Resolución:



Caso I:

$M_{T_I} = 1200$ g

$V_{T_I} = 1 l = 1000$ cm³ ⇒ $D_{T_I} = \frac{m_{T_I}}{V_{T_I}} = \frac{1200}{1000}$

$\therefore D_{T_I} = 1,2$ g/cm³

Caso II:

$M_{T_{II}} = 1000$ g

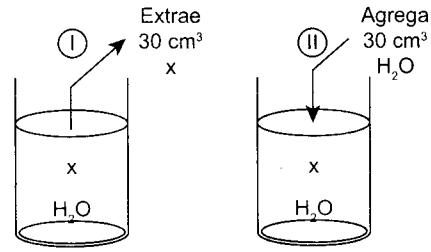
$D_{T_{II}} = 1,2 + 0,3 = 1,5$ g/cm³

$V_{T_{II}} = V_I - V_{extr}$ (A)

$\frac{1000}{1,5} = 1000 - \frac{200}{D_A} \Rightarrow D_A = 0,6$ g/cm³

8. Se tiene una mezcla del líquido "x" con H_2O de tal manera que contiene un volumen total de 1 L y su densidad es de 1,3 g/cm³. Se extraen 30 cm³ del líquido "x" y se agrega igual cantidad de agua, como consecuencia la densidad de la mezcla disminuye a 1,1 cm³. Determinar la densidad del líquido "x".

Resolución:



$V_I = 1000$ cm³ $\quad V_{II} = 1000$ cm³

$D_I = 1,3$ g/cm³ $\quad D_{II} = 1,1$ g/cm³

$m_I = D_I V_I = 1300$ g $\quad m_{II} = 1100$ g

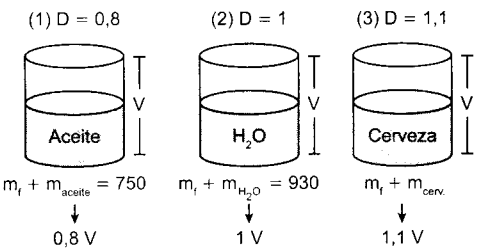
Caso II: $m_{II} = m_I = m_{II(x)} + m_{H_2O}$ (añadido)

$1100 = 1300 - 30D_x \quad \therefore D_x = 6,7$ g/cm³

9. Un recipiente lleno de aceite (Dr = 0,8) tiene una masa de 750 g. Si está lleno con agua su masa será 930 g. ¿Cuánto será su masa cuando esté lleno con cerveza (Dr = 1,1)?

Resolución:

$D = \frac{m}{V} \Rightarrow m = DV$



(2) − (3):

$V - 0,8V = 180 \Rightarrow V = 900$

Hallando la m_f (masa del frasco) en (2):

$m_f + 1 \times 900 = 930 \Rightarrow m_f = 30$ g

En (3): $m_f + m_{cerv.} = 30 + 1,1 \times 900 = 1020$ g

10. Una aleación de metales A y B tiene una densidad de 5 g/cm³. Si las densidades de A y B son de 4 g/cm³ y 10 g/cm³ respectivamente, ¿qué porcentaje en masa de A hay en la aleación?

Resolución :

$D = \frac{M}{V}$ | A | B |

$m_A = 4V_A$; $m_B = 10V_B$; $D_M = 5$ g/cm³

$\%m_A = \frac{m}{m_A + m_B}(100)$ ...(α)

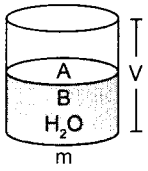
De: $D_M = 5 = \frac{m_A + m_B}{V_A + V_B} \rightarrow \frac{m_B}{10}$, $\frac{m_A}{4}$

$\Rightarrow m_A = 2m_B$.

En (α): $\%m_A = \frac{2m_B}{3m_B}(100) \Rightarrow 66,6\%$

11. Si tenemos una mezcla que posee 40% en volumen de A. (D_A = 1,2 g/cm^3), 20% en masa de B (D_B = 2 g/cm^3) y el resto es agua. La densidad de la mezcla es:

Resolución:



D	m	V
g/mL	g	mL
1,2	0,48V	0,4V
2	0,2m	0,1m
1	0,8m − 0,48V	0,6V − 0,1m

$D_M = \frac{m}{V}$

m: masa de la mezcla
V: volumen de la mezcla

Líquido A:

$V_A = 40\%V \Rightarrow V_A = 0,4V$

$m_A = D_A V_A = 1,2 \times 0,4V = 0,48V$

Líquido B:

$V_B = \frac{m_B}{D_B} = \frac{0,2m}{2} = 0,1m$

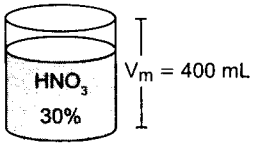
$H_2O \rightarrow m_{H_2O} = V_{H_2O}$ (numéricamente)

$0,8m - 0,48V = 0,6V - 0,1m \Rightarrow 0,9m = 1,08V$

$D_m = \frac{m}{V} = \frac{1,08}{0,9} = 2,2\ g/cm^3$

12. Determinar la masa de HNO_3 puro disuelto en 400 mL de una solución acuosa cuya densidad es 1,3 y contiene 30% en masa de ácido.

Resolución:



$D_m = 1,3\ \frac{g}{mL}$

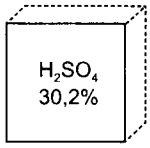
$m_m = D_m V_m = 1,3\ \frac{g}{mL}(400\ mL) \Rightarrow m_m = 520\ g$

$m_{HNO_3} = 30\%m_m = \frac{30}{100} \times 520 \quad \therefore m_{HNO_3} = 156\ g$

13. Un fabricante de baterías encuentra que su diseño requiere aproximadamente 1,8 litros de ácido sulfúrico al 30,2% en masa, D = 1,22 g/cm^3. ¿Cuántas baterías podrá preparar con una damajuana de 60 litros de ácido sulfúrico al 96% en masa cuya densidad es 1,84 g/cm^3?

Resolución:

Diseño: 1 batería:



Solución H_2SO_4

V_s = 1,8 L = 1800 mL

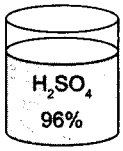
r_s = 1,22 g/mL

$m_s = D_s V_s = 1,22 \times 1800 = 2196\ g$

$m_{H_2SO_4} = 30\%m_s = \frac{300}{100} \times 2196$

$m_{H_2SO_4} = 663,2\ g$ ... 1 batería

Damajuana:



$m_{sol} = 1,84 \times 60\ 000 = 110\ 400\ g$

$m_{H_2SO_4} = \frac{96}{100} \times 110\ 400 = 105\ 984\ g$

Hallando el número de baterías:

1 batería → 663,2 g

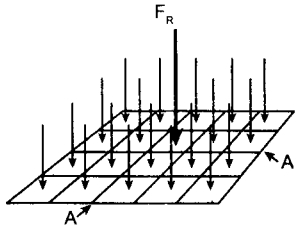
n.° de baterías ← 105 984 g

n.° de baterías = $\frac{105\ 984}{663,2} = 160$

∴ 160 baterías

◀ PRESIÓN (P)

Es una magnitud física de tipo tensorial, es decir, que sus efectos se perciben en todas las direcciones. Se obtiene al comparar el módulo de una fuerza (F_R) perpendicular resultante por unidad de área (A).



$$P = \frac{F_R}{A}$$

P: presión
F_R: fuerza resultante perpendicular
A: área

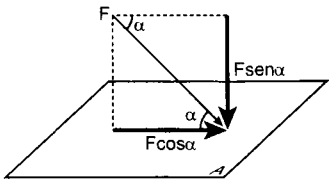
Unidades:

STG: $\frac{g}{cm^2}$; $\frac{kg}{cm^2}$; $\frac{g}{m^2}$; $\frac{kg}{m^2}$

SI: $\frac{\text{newton}}{m^2} = \frac{N}{m^2}$ = Pascal (Pa)

S. inglés: $\frac{lb}{pulg^2}$ = psi $\quad \therefore$ 1 bar = $\frac{1\,dina}{cm^2}$

En general: $\boxed{D = \frac{F\,sen\alpha}{A}}$



Tipos de presión

Presión de líquidos. También denominada presión hidrostática (líquidos en reposo). Es la presión ejercida por toda aquella sustancia que se encuentra en estado líquido y que depende de la naturaleza del líquido (γ_L) y la altura que alcanza la columna del líquido (h).

$\boxed{P_L = \gamma_L h}$

$P_L = \frac{F}{A}$ ...(α)

$F_L = W_L = \gamma_L V$

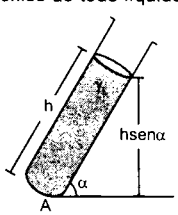
$W_L = \gamma_L Ah$

en (α): $P_L = \frac{\gamma_L Ah}{A}$

$\boxed{P_L = \gamma_L h}$

Nota

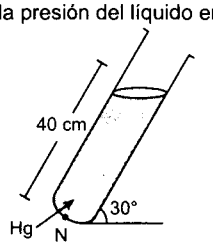
De la relación anterior se deduce que la presión hidrostática depende solamente de la altura del líquido, ya que el peso específico de todo líquido es constante.



$\boxed{P_A = \gamma_L h\,sen\alpha}$

Ejemplo:

Hallar la presión del líquido en el punto N.



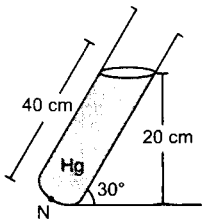
$\boxed{\gamma_{Hg} = 13{,}6\ \frac{g}{mL}}$

Resolución:

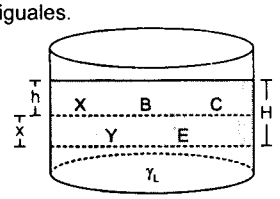
$P_N = \gamma_{Hg}(20\ cm)$

$P_N = (13{,}6\ g/cm^3)(20\ cm)$

$P_N = 272\ g/cm^2$



- En un mismo líquido, las presiones a un mismo nivel son iguales.



$P_X = P_B = P_C$ ...(α)

$P_Y = P_E$ ...(β)

Presión de un líquido:

$P_x = \gamma_L h$ ...(χ)

$P_y = \gamma_L H$ ...(ϕ)

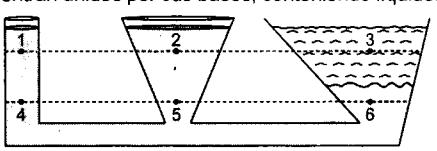
Ⓟ es DP a Ⓗ

Como: $H > h \Rightarrow P_Y > P_X$

$\therefore \phi - (\chi)$

$P_y - P_x = \gamma_L (H - h)$ ... (θ)

Vasos comunicantes. Es un sistema de depósitos que se encuentran unidos por sus bases, conteniendo líquidos.

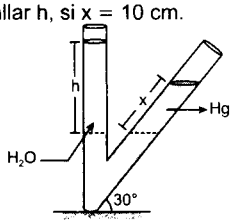


$P_1 = P_2 \neq P_3$

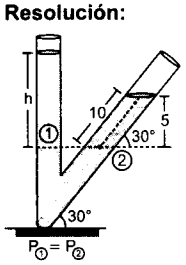
$P_4 = P_5 = P_6$

Ejemplo:

De la figura, hallar h, si x = 10 cm.



Resolución:



(en un mismo nivel, el mismo líquido Hg)

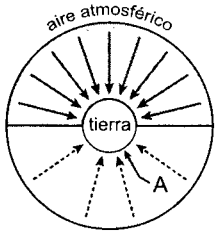
$\gamma_{H_2O} h = \gamma_{Hg}(5)$

$\left(1\ \frac{g}{cm^3}\right)h = \left(13{,}6\ \frac{g}{cm^3}\right)(5\ cm)$

$\therefore$ h = 68 cm

Presión atmosférica (P_{atm}) o presión barométrica ($P_{bar.}$).

Es la presión ejercida por el peso del aire sobre la superficie terrestre.



$$P_{atm} = \frac{\text{Peso del aire}}{\text{Área}}$$

Ejemplo:

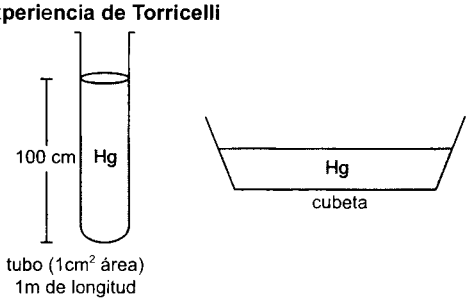
¿Cuál es la presión que ejerce la atmósfera sobre una persona?

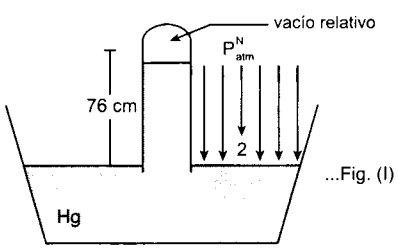
$$P_{ATM} = \frac{W_{aire\ atm.}}{A}$$

Si la presión del aire atmosférico se mide a nivel del mar se denomina: presión atmosférica normal (P^{N}_{atm}) y si se le mide en lugares diferentes al nivel del mar se le denomina: presión atmosférica local (P^{L}_{atm}).

Fue Evangelista Torricelli el primero en medir la presión atmosférica al construir el "barómetro de mercurio". La experiencia fue realizada a nivel del mar a 45° de latitud y 0 °C.

Experiencia de Torricelli





...Fig. (I)

Barómetro de mercurio. Al invertir el tubo con Hg en la cubeta se observa que el sistema se estabiliza como se muestra en la fig (I).

La presión atmosférica equilibra una altura de 76 cm en el tubo (Hg) y se le asigna el valor de una atmósfera.

$P^{L}_{atm} = 76$ cmHg $= 1$ atmósfera ...(ϕ)

Por conversión de unidades:

1 cm = 10 mm; en (ϕ)

$P^{L}_{atm} = 760$ mmHg $= 1$ atmósfera

Pero:

1 mmHg = 1 torr en honor al descubridor

Equivalencias:

$$P^{L}_{atm} = 1\ atm = 760\ mmHg$$

$$\frac{760\ torr}{76\ cmHg}$$

$$= 1033\ \frac{g}{cm^3} = 10{,}33\ \frac{kg}{cm^2} = 10{,}33\ m\,H_2O$$

$$= 14{,}7\ \frac{lb}{pulg^2} = 14{,}7\ PSI = 29{,}92\ pulg\,Hg$$

Aplicaciones:

1. De la fig. (I), hallar la P_{atm} en:

   $\frac{g}{cm^2}; \frac{kg}{cm^2}; \ldots$

   Resolución:

   $P_1 = P_2$

   $\gamma_{Hg}(76\ cm) = P_{atm} \Rightarrow P_{atm} = (76\ cm)(13{,}6\ g/cm^3)$

   $\therefore\ P_{atm}(1033\ g/cm^2) = 1atm$

2. Convertir a psi $\left(\frac{lb}{pulg^2}\right)$

   Resolución:

   Datos:

   1 lb = 454 g

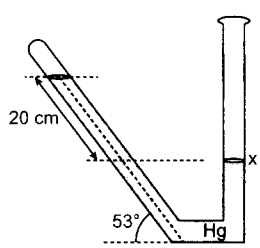
   1 pulg² = 6,45 cm²

   De:

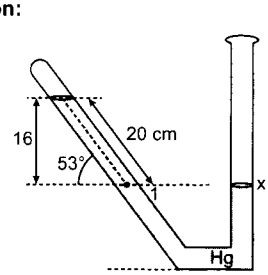
   $$1\ atm = \left(1033\ \frac{g}{cm^2}\right)\left(\frac{1lb}{454\ g}\right)\left(\frac{6{,}45\ cm^2}{1\,pulg^2}\right)$$

   $$1\ atm = 14{,}7\ lb/pulg^2 = 14{,}7\ PSI$$

3. De la figura, hallar la presión en "x", en psi $\left(\frac{lb}{pulg^2}\right)$



Resolución:



$P_x = P_1$

P_1: Presión de la columna del líquido Hg de altura 16 cmHg.

$P_x = 16$ cmHg

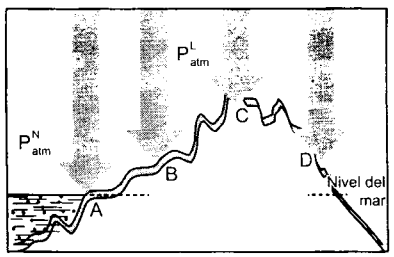
$P_x = 160$ mmHg

Dato:

760 mmHg <> 14,7 PSI

$$P_x = (160\,\text{mmHg})\left(\frac{14{,}7\,\text{PSI}}{760\,\text{mmHg}}\right) \Rightarrow P_x = 3\ \text{psi}$$

Localidades



$P_A = P_{atm}$

$P_B; P_C; P_D$ <> P^L_{atm}

$$\boxed{P_A > P_B > P_C}$$

Nota

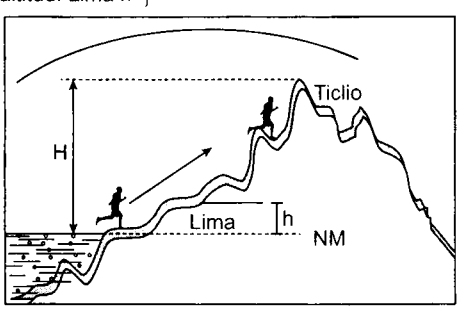
La altitud es la altura tomada como referencia a nivel del mar.

La presión atmosférica varía en forma inversamente proporcional con la altitud.

a mayor altitud, menor presión

Ejemplo:

La altitud: Ticlio H
La altitud: Lima h
} H > h



$\therefore P_{Ticlio} < P_{Lima}$

En Ticlio: temperatura bien baja (bajo cero).

En Lima: temperatura normal 25 °C (alta).

$\therefore$ $\boxed{P \alpha T}$ P : presión
T : temperatura

La presión es directamente proporcional a la temperatura, por lo tanto varía con el clima.

Presión (gases). El gas ejerce presión igual sobre todo el recipiente que lo contiene, debido al choque de las moléculas con las paredes del recipiente.

Existen dispositivos (equipos) que miden la presión del gas denominados manómetros, estos miden la presión relativa de un gas sin considerar la presión del medio ambiente.

Ejemplo:

Tubo en U, bourdón, etc.

A. Presión manométrica (P_{man}). Es aquella presión relativa que toma en comparación la presión atmosférica y nos indica la diferencia entre la presión real y la atmosférica del sistema. Pueden ser:

a. Positivas. Si la presión del sistema es mayor que la presión atmosférica.

b. Negativas o de succión. Si la presión del sistema es menor que la presión atmosférica.

B. Presión absoluta (P_{abs}), real o total. Es la verdadera presión de un fluido (líquido o gas). Se considera a la P_{atm} y está dada por la siguiente relación.

$$\boxed{P_{abs} = P_{man} + P_{atm}}$$

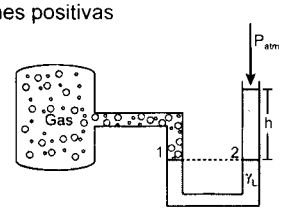
↓
Real

Observaciones

1. Mientras no se indique lo contrario, las presiones siempre se consideran absolutas.
2. En el sistema inglés, las presiones se representan de la siguiente manera:
   $P_{abs.}$ = PSIA ; $P_{man.}$ = PSIG

Ejemplos:

1. Presiones positivas



De la figura: $P_1 = P_2$

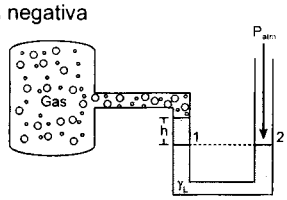
$P_{gas} = P_L + P_{atm.}$

$$\boxed{P_{gas} = \gamma_L h + P_{atm}}$$

↓ Presión absoluta (gas) ↓ Presión manométrica (gas)

$\therefore$ $\boxed{P_{gas.} > P_{atm}}$

2. Presión negativa



De la figura:

$P_1 = P_2$

$P_{gas} + P_L = P_{atm}$

$\boxed{P_{gas} + \gamma_L h = P_{atm}}$

Se observa $\Rightarrow$ $\boxed{P_{gas} < P_{atm}}$

$P_{gas} = P_{atm} + (-\gamma_L h)$

P_{abs}: Indica presión de vacío o vacuométrica

En general:

$P_{abs} = P_{man} + P_{atm}$

$\boxed{P_{man} = P_{abs} - P_{atm}}$

Ejemplos:

1. Calcular la presión manométrica en mmHg de un tanque en el cual la presión absoluta es el cuádruple de la presión manométrica.

   Resolución:

   $P_{atm} = 760$ mmHg $\Rightarrow P_{abs} = 4P_{man}$

   Sabemos que: $P_{abs} = P_{man} + P_{atm}$

   Reemplazando: $4P_{man} = P_{man} + P_{atm}$

   $$P_{man} = \frac{P_{atm}}{3} = \frac{760\ mmHg}{3} \Rightarrow P_{man} = 2533\ mmHg$$

2. Hallar la presión absoluta de un gas, si su presión barométrica es 800 mmHg y su presión manométrica es de 80% de la presión atmosférica.

   Resolución:

   $P_{bar} = 800$ mmHg $= P_{atm}$

   $P_{man} = 80\%P_{atm}$

   $\% = \frac{1}{100}$

   Sabemos:

   $P_{abs} = P_{man} + P_{atm} \Rightarrow P_{abs} = 80\%P_{man} + 100\%P_{atm}$

   $$P_{abs} = 180\%P_{atm} \Rightarrow P_{abs} = \frac{180}{100} \times 800\ mmHg$$

   $\therefore P_{abs} = 1440$ mmHg

3. La presión de vacío de un gas es 160 mmHg. Hallar la presión absoluta en kg/cm^2.

   Resolución:

   Dato: $P_{man} = -160$ mmHg

   $P_{atm} = 760$ mmHg

   Sabemos: $P_{abs} = P_{man} + P_{atm}$

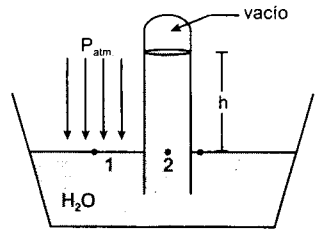
   $P_{abs} = -160 + 760 = 600$ mmHg

   $$P_{abs} = 600\ mmHg\left(\frac{1{,}033\ kg/cm^2}{760\ mmHg}\right)$$

   $P_{abs} = 0{,}81$ kg/cm^2

4. De la experiencia de Torricelli, si en vez de contener Hg se le cambia por agua ($\gamma_{H_2O} = 1$ g/cm^3), y se invierte en la cubeta con H_2O, ¿qué ocurre con el tubo?

   Resolución:

   $P_1 = P_2$

   $P_{atm} = P_{L(H_2O)} = \gamma_{H_2O} h$

   $P_{atm} = 1$ atm $= 1033$ g/cm^2

   Reemplazando: $1033\ \frac{g}{cm^2} = \left(1\ \frac{g}{cm^3}\right)$

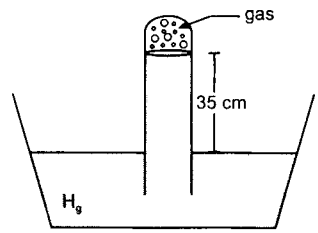
   $\boxed{h = 1033\ cm = 10{,}33\ m\ (H_2O)}$

   Como en la experiencia de Torricelli se utilizó un tubo de 1 m de longitud.

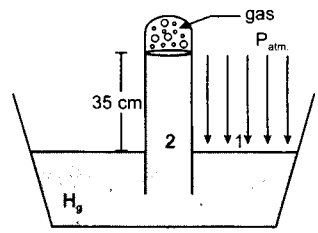
   Como se puede observar, se requiere un tubo de 11 m.

   $\therefore$ El tubo inicial revienta.

5. En el siguiente esquema, ¿cuál es la presión del gas a nivel del mar?

   Resolución:

   $P_{atm} = 76$ cmHg

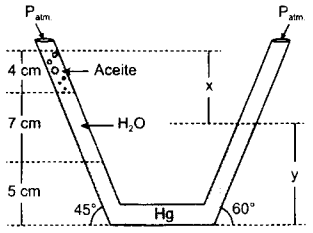
   $P_1 = P_2$

   $P_{atm} = 35\ cmHg + P_{gas}$

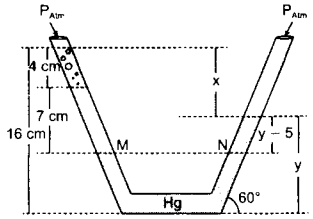
   76 cmHg

   $P_{gas} = 41$ cmHg

6. De la figura, hallar "x", si $\gamma_{aceite} = 0{,}8$ g/cm^3 y $\gamma_{Hg} = 13{,}6$ g/cm^3.



Resolución:



Del gráfico:

$x + y = 16$ ...(α)

$P_M = P_N$ ...(β)

Como los 2 ramales están abiertos, existe la presencia de la presión atmosférica, que actúan en ambos miembros. Esta presión se elimina.

$P_M = P_{H_2O} + P_{aceite}$

$P_M = \gamma_{H_2O}(7) + \gamma_{aceite}(4)$

$P_M = (1)7 + (0,8)4 \Rightarrow P_M = 10,2\ g/cm^2$

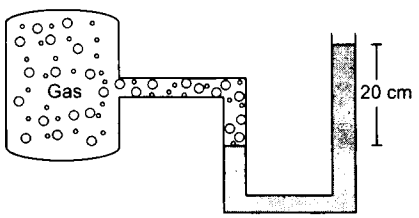
$P_N = \gamma_{Hg}(y - 5) \Rightarrow P_N = (13,6)(y - 5)\ g/cm^2$

Reemplazando en β:

$10,2 = 13,6(y - 5) \Rightarrow y = 5,75$ cm

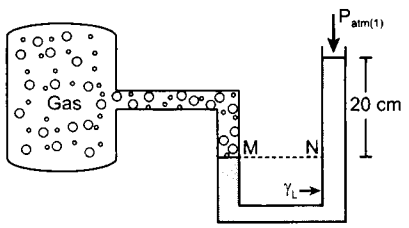
En α: $x = 10,25$ cm

7. En Pisco se tiene el recipiente que se indica en la figura; al llevarlo a Huancayo se observa que la presión barométrica disminuye en 4 g/cm² y que la presión manométrica aumenta en un 10%. Hallar el peso específico del líquido que contiene dicho manómetro.



Resolución:

En Pisco:



$P_M = P_N$

$P_{gas} = \gamma_L(20) + P_{atm(1)}$ ...(α)

Analogía: $\boxed{P_{abs} = P_{man} + P_{atm}}$ ...(ϕ)

$\therefore P_{man} = 20\gamma_L$

En Huancayo:

$P_{bar} = P_{atm(2)} = P_{atm(1)} - 4$

$P_{man(2)} = 110\%P_{man(1)} = \frac{110}{100}(20\gamma_L)$

En (ϕ): $P_{gas} = \frac{110}{100}(20\gamma_L) + P_{atm(1)} - 4$ ...(β)

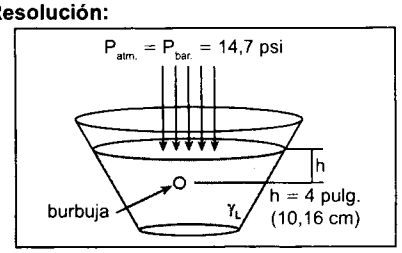
De (α) = (β): $P_{gas} = cte.$

$\gamma_L(20) + P_{atm(1)} = \frac{110}{100}(20\gamma_L) + P_{atm(1)} - 4$

$\therefore \gamma_L = 2\ g/cm^3$

8. ¿Cuál es la presión absoluta de una burbuja de cerveza contenida en un vaso, si se encuentra a 4 pulg. de profundidad? El densímetro marcó en esos momentos 1,02 g/cm³, el barómetro indica 14,7 psi.

Resolución:



$P_{abs.} = P_T = \gamma_L h + P_{atm.}$

$$P_T = \left(1,02 \times 10,16\ \frac{\vec{g}}{cm^2}\right)\left(\frac{14,7}{1033\ \frac{\vec{g}}{cm^2}}\right) + 14,7$$

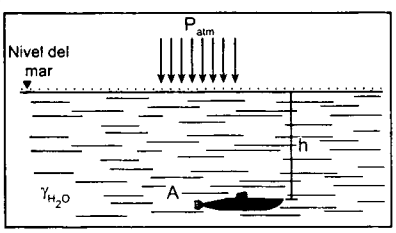
$P_T = 14,85$ psi

9. Una máquina que trabaja dentro del agua puede soportar una presión hasta de 8 atm. ¿Cuál es la profundidad máxima en la que se puede sumergir en el mar?

$(\gamma_{H_2O} = 1,033\ g/cm^3)$

Resolución:

$P_A = 8$ atm



$P_A = \gamma_{H_2O} h + P_{atm}$

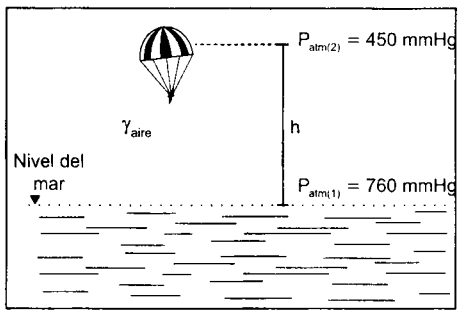
$8\ atm = \gamma_{H_2O} h + 1\ atm.$

$\gamma_{H_2O} h = 7\ atm.$

$$h = \frac{7\ atm\left(\frac{1033\ g/cm^2}{1\ atm}\right)}{1,033\ g/cm^3} \Rightarrow h = 7000\ cm \Rightarrow h = 70\ m$$

10. A qué altura sobre el nivel del mar se encuentra un paracaidista que soporta una presión de 450 mmHg. (γ_{aire} = 1,3 g/L).

Resolución:



Aplicando el principio de diferencia de presiones: ecuación (θ).

$$\boxed{P_1 - P_2 = \gamma h}$$

$(760 - 450)\ mmHg = (1,3\ g/L)h$

$310\ mmHg = (1,3\ g/L)$

$$h = \frac{310\ mmHg\left(\frac{1033\ g/cm^2}{760\ mmHg}\right)}{\left(1,3\ \frac{g}{L}\right)\left(\frac{1\ L}{10^3\ cm^3}\right)}$$

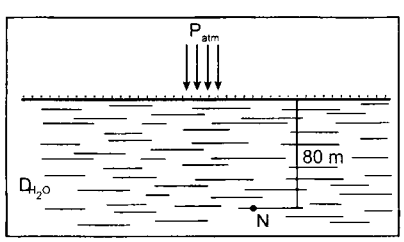
$\therefore\ h = 324\ 119\ cm \Rightarrow h = 3,2\ km$

11. ¿Cuál es la presión total en atmósferas a 80 m de profundidad en el mar, si un barómetro en la superficie indica 75 cmHg.?
Considere:

$1\ atm = 10^5\ \frac{N}{m^2}$ $\qquad g = 10\ \frac{m}{s^2}$

$D_{H_2O} = 1,1 \times 10^3\ \frac{kg}{m^3}$

Resolución:



$P_{TN} = P_L + P_{atm}$ ..... (1)

$$P_L = dgh = (1,1 \times 10^3)(10)(80) = 880\ 000\ \frac{N}{m^2}$$

$$P_L = (880\ 000\ N/m^2)\left(\frac{1\ atm}{10^5\ N/m^2}\right) = 8,8\ atm$$

$$P_{bar} = P_{atm} = 75\ cmHg\left(\frac{1\ atm}{76\ cmHg}\right) = 0,987\ atm$$

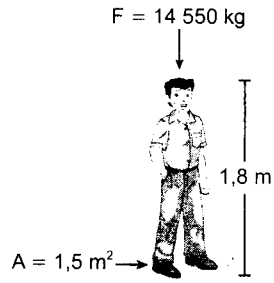
Reemplazando en (1):

$P_{TN} = 8,8 + 0,987 \Rightarrow P_{TN} = 9,787\ atm$

12. El aire de Trujillo ejerce una fuerza de 14 550 kg sobre un habitante que tiene 1,8 m de altura y 1,5 m^2 de superficie. ¿Qué presión en torricellis, soportaría la cabeza de dicha persona en el fondo de una piscina cúbica de 4 m de lado, llena de agua a 4 °C?

Resolución:

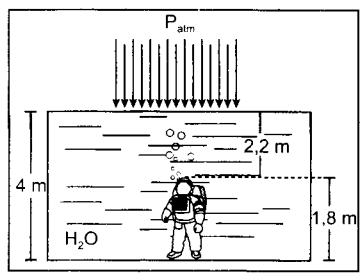
En Trujillo:



$$P_{atm} = \frac{F}{A} = \frac{14\ 550\ kg}{1,5\ m^2} = 9700\ kg/m^2$$

$P_{atm} = 9700\ kg/m^2 = 713,6\ torr$

Piscina:



$P_C = \gamma_{H_2O} h + P_{atm}$

$$P_C = 1(220)\ \frac{g}{cm^2}\left(\frac{760\ torr}{1033\ \frac{g}{cm^2}}\right) + 713,6\ torr$$

$P_C = 875,5\ torr$

13. ¿A cuántos km tendría el submarino que calibrar su alcance para darle a un avión que se encuentra sobre él? El submarino está sumergido 500 m bajo el nivel del mar y la diferencia de presiones entre avión – submarino es de 54 565 g/cm^2. (GE_{aire} =1,0; $GE_{H_2O\ (mar)}$ = 1,09)

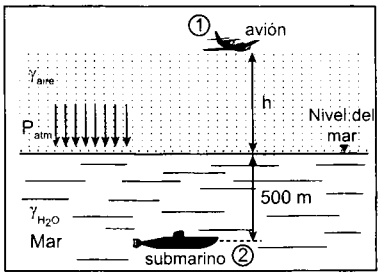
Resolución:

$$\boxed{GE_x = \frac{\gamma_x}{\gamma_{H_2O}} = \frac{\gamma_x}{\gamma_{aire}}}$$

$\gamma_{H_2O} = 1\ \frac{g}{cm^3}$; $\gamma_{aire} = 1,3\ \frac{g}{L}$

$\gamma_x = GE_x \gamma_{H_2O}$

$\gamma_{H_2O(mar)} = 1,09\ \frac{g}{cm^3}$ $\qquad \gamma_{aire} = 1,3\ g/L$



Dato: $P_2 - P_1 = 54\,500\ \frac{g}{cm^2}$ ...(α)

Aplicando: $\boxed{P_a - P_b = \gamma h}$

$P_2 - P_1 = \gamma_{aire} h + \gamma_{H_2O\ (mar)}(500\ m)$

$54\,500\ \frac{g}{cm^2} = \left(\frac{1,3\ g}{10^3 cm^2}\right)h + \left(1,09\ \frac{g}{cm^2}\right)(50\,000\ cm)$

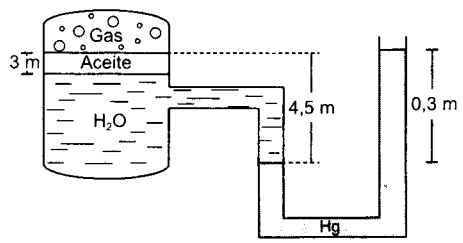
$h = 50\,000\ cm = 500\ m$

$\Rightarrow$ Alcance $= \bar{d}_{1-2} = h + 500 \Rightarrow \bar{d}_{1-2} = 1000\ m$

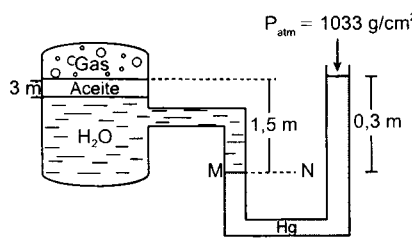
$\therefore \bar{d}_{1-2} = 1\ km$

14. ¿Cuál es la presión del gas, según se muestra en la figura?

$\gamma_{aceite} = 0,8\ \frac{g}{cm^3}$ $\qquad$ $\gamma_{Hg} = 13,6\ \frac{g}{cm^3}$



Resolución:



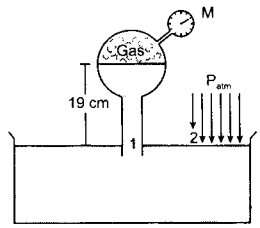
$P_M = P_N$

$P_{gas} + 0,8(300) + 1(150) = 13,6(30) + 1033$

$P_{gas} = 1051\ \frac{g}{cm^2}$

15. En el siguiente gráfico, a nivel del mar determinar:

I. El valor que marca el manómetro M.
II. La presión del gas en mmHg.
III. La presión del gas en g/cm²



Resolución:

$P_1 = P_2$

$P_{gas} + 19\ cmHg = P_{atm} = 76\ cmHg$

$P_{gas} = 57\ cmHg$

I. El manómetro M indica:
La diferencia de la presión exterior − P_{gas}

$\boxed{P_M = P_{atm.} - P_{gas}}$

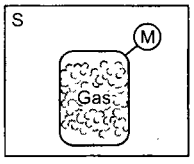
$\Rightarrow P_M = 76\ cmHg - 57\ cmHg \Rightarrow P_M = 19\ cmHg$

II. $P_{gas} \rightarrow \frac{g}{cm^2} \Rightarrow P_{gas} = 57\ cmHg$

$P_{gas} = 57\ cmHg\left(\frac{1033\ g/cm^2}{76\ cmHg}\right) = 774,75\ g/cm^2$

III. $P_{gas} \rightarrow mmHg$
$P_{gas} = 57\ cmHg = 570\ mmHg$

16. Hallar la presión absoluta del gas que se indica, sabiendo que el manómetro M marca 0,5 atm, la presión de la cámara S es 10 psi y la presión barométrica es de 74 cmHg. Dar respuesta en Torricelli.



Resolución:

$P_M = 0,5\ atm = 380\ torr$ $\qquad$ $P_{atm} = 740\ torr$

$P_s = 10\ psi = 517\ torr$

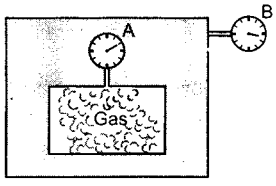
$P_{abs(gas)} = P_{man(gas)} + P_{atm}$ ...(1)

$P_{abs(gas)} = P_M + P_S + P_{atm}$

$P_{abs} = 380 + 57 + 740 \quad \therefore P_{abs.} = 1637\ torr$

17. La lectura del manómetro A colocado en el interior de un depósito de presión es 0,9 kg/cm², otro manómetro B colocado en el exterior del depósito de presión y conectado con él, marca 1,4 kg/cm² y un barómetro marca 750 mmHg. ¿Cuál es la presión absoluta que mide A en mmHg?

Resolución:



$P_{atm} = P_{bar} = 750$ mmHg

$P_{man(B)} = 1{,}4 \frac{kg}{cm^2} = 1030$ mmHg

$P_{gas} = P_{man(A)} + P_{interior}$ ...(1)

$P_{interior} = P_{man(B)} + P_{atm}$

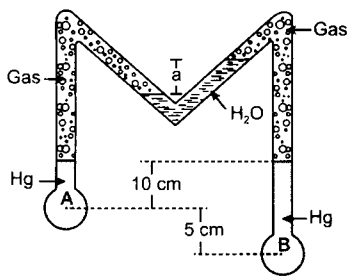
$P_{interior} = 1030 + 750 = 1780$ mmHg

$P_{man(A)} = 0{,}9$ kg/cm^2 $= 662{,}1$ mmHg

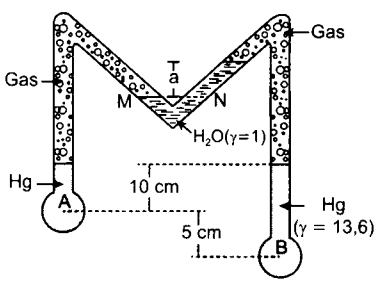
En (1): $P_{gas} = 662{,}1 + 1780 = 2442$ mmHg

18. En el siguiente gráfico hallar "a", si:

$P_A - P_B = 342 \frac{g}{cm^2} = 662{,}1$ mmHg



Resolución:



$P_M = P_N$

$P_{gas} = P_M = \gamma_{H_2O}(a) + P_G$ ...(1)

$P_A = P_{Hg} + P_{gas}$

$P_A = 13{,}6(10) + a + P_G$ ...(2)

$P_B = P_{Hg} + P_G$

$P_B = 13{,}6(15) + P_G$ ...(3)

Desarrollamos (2) − (3):

$P_A - P_B = -68 + a$

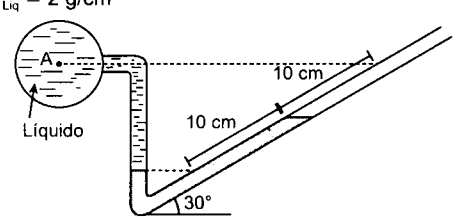
↓

342 (dato)

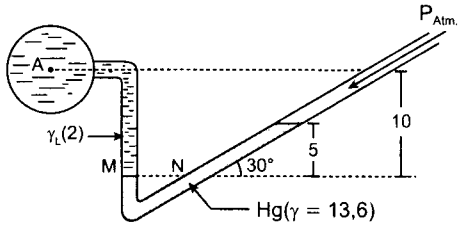
$\Rightarrow a = 410$ cm

19. Hallar la presión total en el punto A del gráfico:

$\gamma_{Liq} = 2$ g/cm^3



Resolución:



$P_M = P_N$

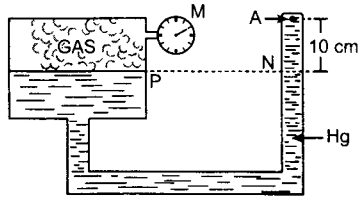
$P_{liq} + P_A = P_{Hg} + P_{atm}$

$2(10) + P_A = 13{,}6(5) + 1033$

$P_A = 1081$ g/cm^2

20. Determinar la presión que indica el manómetro M en el gráfico.

$P_A = 12$ cmHg $\qquad P_{atm} = 76$ cmHg.



Resolución:

Del gráfico:

$P = P_M$

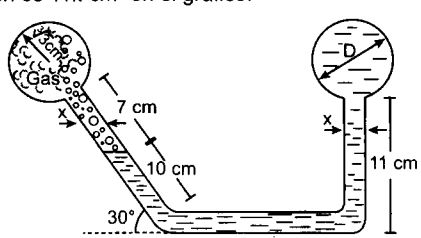
$P_{gas} = P_{Hg} + P_A$

$P_{gas} = 10$ cmHg + 12 cmHg $\Rightarrow P_{gas} = 22$ cmHg
(dato)

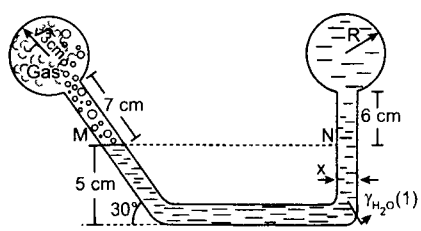
$P_M = P_{ext} - P_{gas} \Rightarrow P_M = P_{atm} - P_{gas}$

$P_M = 76 - 22 = 54$ cmHg

21. Determinar el diámetro del recipiente esférico con agua. Si la presión del gas es $\frac{22}{3} \frac{g}{cm^2}$ y su volumen es 11π cm^3 en el gráfico.



Resolución:



$$P_{gas} = \frac{22}{3}\ g/cm^2$$

$V_{TG} = 11\pi$

$P_M = P_N$

$$P_{gas} = \frac{W_{liq.}}{A_{tubo}} = \frac{\gamma_{H_2O} V_{H_2O}}{A_{tubo}}$$

$$\frac{22}{3} = \frac{1\left[\frac{4}{3}\pi R^3 + \frac{\pi x^2}{4}(6)\right]}{\frac{\pi x^2}{4}}$$

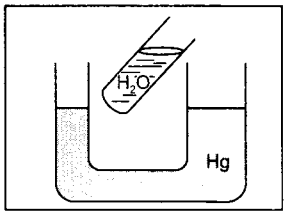
$x^2 = 4R^3$ ...(1)

De volumen del gas:

$$11\pi = \frac{4}{3}\pi(\sqrt[3]{3})^3 + \frac{\pi x^2}{4}(7) \Rightarrow x = 2\ cm$$

En (1) $\Rightarrow$ R = 1 $\therefore$ D = 2R = 2 cm.

22. Un tubo en U cilíndrico de 4 cm^2 y 20 cm^2 de sección transversal, como se muestra en la figura, contiene mercurio a un mismo nivel. Por el tubo de mayor sección, se vierte lentamente 816 gramos de agua. Determinar la altura que sube el nivel del mercurio en el otro tubo. $\gamma_{Hg} = 13{,}6\ g/cm^3$

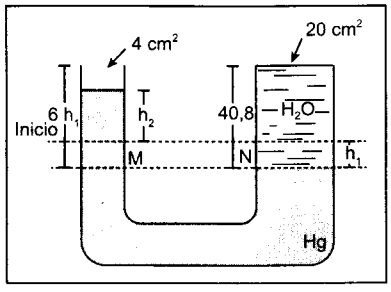


Resolución:

$$\left.\begin{matrix} m_{H_2O} = 816\ g \\ d_{H_2O} = 1\ g/cm^3 \end{matrix}\right\} V_{H_2O} = 816\ cm^3$$

Al añadir H_2O (altura):

$$Ah = V \Rightarrow h = \frac{816}{20} = 40{,}8\ cm$$



El volumen que desciende (ramal h_1) es igual Al volumen (Hg) que asciende (ramal h_2).

$V = Ah$

$20h_1 = 4h_2 \Rightarrow h_2 = 5h_1$ ...(α)

Del gráfico: $P_M = P_N$

$\gamma_{Hg}(6h_1) = \gamma_{H_2O}(40{,}8)$

$$h_1 = \frac{(1)(40{,}8)}{(13{,}6)(6)} = 0{,}5\ cm$$

En (α): $h_2 = 5(0{,}5\ cm) \Rightarrow h_2 = 2{,}5\ cm$

TEMPERATURA

Es la medida relativa del grado de calor de un cuerpo. Existen diversos instrumentos que permiten medir la temperatura de un cuerpo:

- El termómetro
- Termocupla (sensibilidad por generación de electricidad)
- Termómetro de resistencia (electricidad)
- Pirómetro óptico (temperaturas elevadas de altos hornos)

Calor

Es una forma de energía producto del movimiento vibratorio molecular. Se mide en los calorímetros y se expresa en calorías o en Btu.

$$Q = mCe\Delta T$$

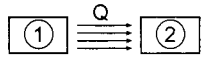
Ejemplo:

Movimiento vibratorio molecular α Ec.

Ecuación de Boltzman:

$$Ec = \frac{3}{2}KT$$

si $Ec_1 > Ec_2$ $\therefore T_1 > T_2$



(Energía en tránsito)

El calor (Q) fluye de mayor temperatura a menor temperatura.

CALOR ≠ TEMPERATURA

Equivalencia: 1 BTU = 252 calorías.

Termómetro

Instrumento de medición de la temperatura.

Características:

a. Sensibilidad (al grado calórico).
b. Precisión (resultados cercanos al real).
c. Rapidez para llegar al equilibrio térmico.

Características del líquido usado en el termómetro

a. Deben estar muy distanciados sus puntos de fusión y de ebullición.

Ejemplo:

	P. fusión	P. ebullición
Hg	−20 °C	357 °C
Alcohol	−130 °C	76 °C

b. Ser observable (opaco)
c. Sensible a la dilatación (sin evaporarse).
d. Tener alto grado de pureza.

Líquido usado: termómetro (Hg)

Escalas de temperatura

Relativas. Son aquellas que toman como referencia el punto de congelación de un cuerpo.

Celsius (°C)
Farenheit (°F)

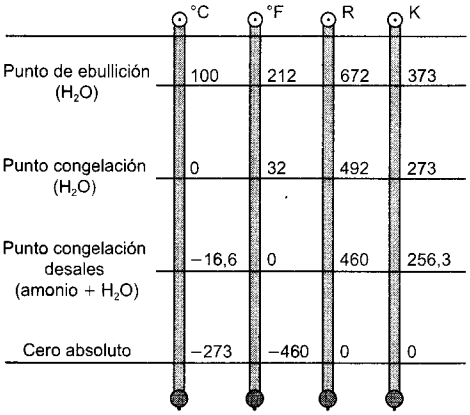
Absolutas. Son aquellas que toman como punto de referencia al cero absoluto.

Kelvin (K)
Rankine (R)

Cero absoluto

Es una temperatura ideal en la que se considera que no existe movimiento molecular, es decir, han perdido toda su energía.

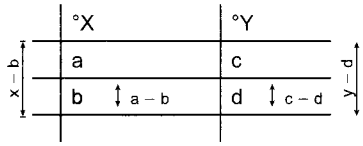
PRINCIPALES ESCALAS



Relaciones de escalas

Se utiliza el teorema de Tales: Paralelas cortadas por 2 secantes, determinan segmentos proposicionales.

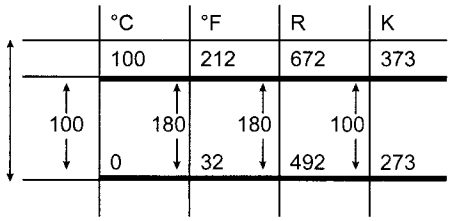
Ejemplo:



$$\frac{x-b}{a-b} = \frac{y-d}{c-d}$$

Utilizado en construcción de escalas:

a. **Relación de lecturas.** Son relaciones puntuales utilizadas en la conversión de una escala a otra.



Por Tales:

$$\frac{°C-0}{\underbrace{100-0}_{100}} = \frac{°F-32}{\underbrace{212-32}_{180}} = \frac{R-492}{\underbrace{672-492}_{180}} = \frac{K-273}{\underbrace{373-273}_{100}}$$

$$\boxed{\frac{°C}{5} = \frac{°F-32}{9} = \frac{R-492}{9} = \frac{K-273}{5}}$$

°C y K: $\frac{°C}{5} = \frac{K-273}{5}$ $\boxed{K = °C + 273}$

°F y R: $\frac{°F-32}{9} = \frac{R-492}{9} \Rightarrow \boxed{R = °F + 460}$

Ejemplos:

1. Convertir 20 °C a K
   Resolución:
   °C = 20 ⇒ K = °C + 273
   K = 20 + 273 ⇒ K = 293 ∴ 20 °C <> 293 K

2. Convertir 77 °F a R.
   Resolución:
   °F = 77
   De: R = °F + 460 ⇒ R = 77 + 460 ∴ R = 537

3. Convertir 113 °F a °C.
   Resolución:
   °F = 113
   Relación escalas: $\frac{°C}{5} = \frac{°F-32}{9}$
   Reemplazando:
   $\frac{°C}{5} = \frac{113-32}{9} \Rightarrow °C = 45$ ∴ 113 °F <> 45 °C

Variación de temperatura

Nos indica los incrementos de aumento o disminución de temperatura.

Como: $\Delta T = T_f - T_i$ < + aumenta / − Disminuye

Del gráfico:
100 div(°C) = 180 div(°F) = 100 div(K) = 180 div(R)
÷ 100 ⇒ 1 Δ°C = 1,8 Δ°F = 1 ΔK = 1,8 ΔR

∴ $\boxed{\Delta°C = \Delta K}$ ∧ $\boxed{\Delta°F = \Delta R}$

Ejemplo:

La temperatura de un cuerpo aumenta en 5 °C. Hallar el aumento en °F.

Resolución:

5 Δ°C → Δ°F
Δ°C = + 5 (incremento +: aumenta)
Relación: variación: 1 Δ°C ___ 1,8 Δ°F
5 Δ°C ___ x

$$x = \frac{(5\,\Delta°C)(1{,}8\,\Delta°F)}{1\,\Delta°C} = 9\ T°F$$

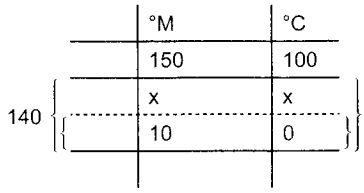
∴ 5 Δ°C ⇔ 9 Δ°F

Ejemplos:

1. Se construye una nueva escala de temperatura °M en donde el agua congela a 10 °M y hierve a 150 °M. ¿A qué temperatura se cumple que la lectura en °C coincide con la lectura en °M?

Resolución:

Relacionando escalas:



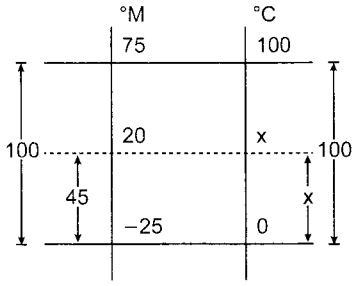
Por Tales:

$$\frac{x-10}{140} = \frac{x-0}{100} \Rightarrow x = -25°$$

2. Se construyó una nueva escala M que marca −25 °M y 75 °M para el punto de fusión y ebullición del agua respectivamente. ¿A cuántos °C equivalen 20 °M?

Resolución:

Relacionando escalas:



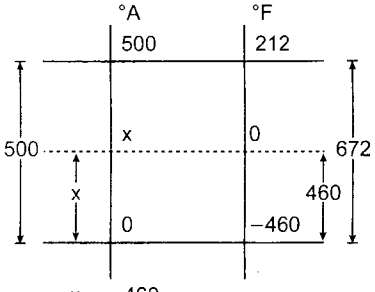
Por Tales:

$$\frac{45}{100} = \frac{x}{100} \Rightarrow x = 45\ °C$$

3. Se construye una escala de temperaturas absolutas °A, de tal manera que el agua ebulle a 500 °A. ¿A cuántos grados A corresponde 0 °F?

Resolución:

Relacionando escalas:



Por Tales: $\frac{x}{500} = \frac{460}{672} \Rightarrow x = 242{,}2$

$\therefore\ 0\ °F < > 342{,}2\ °A$

4. Si la temperatura de dos cuerpos son respectivamente 263 K y −13 °F, ¿cuál será la temperatura del cuerpo más caliente?

Resolución:

263 K → °F y comparar con el 2.° cuerpo.

Relación de escalas:

$$\frac{K-273}{5} = \frac{°F-32}{9} \Rightarrow \frac{263-273}{5} = \frac{°F-32}{9}$$

°F = 14

⇒ 263 K < > 14 °F

Comparando:

1.er C: 14 °F

2.do C: −13 °F

∴ El 1.er cuerpo es el más caliente.

5. El valor numérico de la temperatura de un cuerpo en °F es de 40 unidades más que cuando se escribe en °C. Calcular la temperatura en K.

Resolución:

Sean las temperaturas:

°C = x

°F = 40 + x

Hallar: x en K

De la relación de lecturas:

$$\frac{°C}{5} = \frac{°F-32}{9}$$

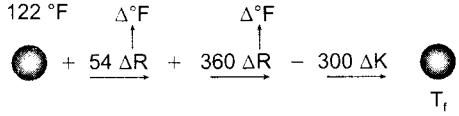
$$\frac{x}{5} = \frac{(40+x)-32}{9} \Rightarrow x = 42°$$

$\therefore\ 42\ °C < > 82\ °F$ a K

K = °C + 273 ⇒ K = 42 + 273 ⇒ K = 315

6. Un cuerpo inicialmente a 122 °F sufre aumentos sucesivos de temperatura en 54 R y en 360 R para luego disminuir en 300 K. ¿Cuál es su temperatura final en °C?

Resolución:



Se sabe: 1 Δ°C = 1 ΔK

Δ°F = ΔR

1 Δ°C = 1,8 Δ°F = 1,8 ΔR = 1 ΔK (variaciones)

$(122 + 54 + 360)\ °F - 300\ K \left(\frac{1{,}8\ \Delta°F}{\Delta K}\right) = -4\ K$

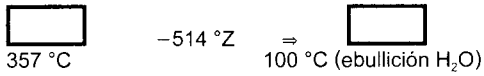
$T_f = -4\ °F$

De la relación de lecturas:

$$\frac{°C}{5} = \frac{°F-32}{9} \Rightarrow \frac{°C}{5} = \frac{-4-32}{9} \quad \therefore\ °C = -20$$

7. Un cuerpo está a 357 °C, luego se enfría en 514° de una nueva escala absoluta Z alcanzando la temperatura de ebullición del agua a nivel del mar. ¿A cuánto equivale 50 °Z en grados Rankine?

Resolución:



°Z: Escala absoluta:

¿50 °Z → R ?

De la figura: 357 °C − 514 Δ°Z = 100 °C

257 Δ°C = 514 Δ°Z

∴ Δ°C = 2 Δ°Z ...(α)

De la relación de variación:

$\underbrace{\Delta°C}_{2\Delta°Z} \equiv 1{,}8\ \Delta R$

50 °Z ____ x

$x = \frac{50(1{,}8)}{2} = 45\ R$

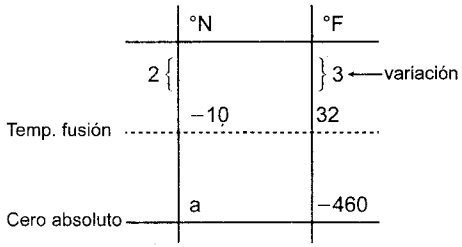
8. Determinar el valor del cero absoluto en cierta escala N, sabiendo que la temperatura de fusión del H_2O es −10 °N; y una variación 3 °F equivale a 2 °N.

Resolución:

3 Δ°F = 2 Δ°N

¿a es cero absoluto de la escala °N?

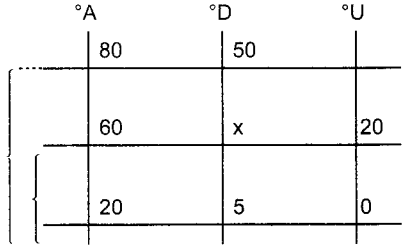
Relacionando escalas:



Por Tales: $\frac{-10-a}{2} = \frac{32-(-460)}{3}$

∴ a = −338

9. Hallar el valor de "x" y una variación de 90 °D en °U.



Resolución:

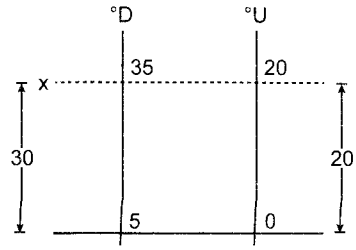
I. Hallando "x" por Tales:

De la figura: °A − °D

$\frac{x-5}{50-5} = \frac{60-20}{80-20} \Rightarrow x = 35$

II. 90 Δ°D ⟶ Δ°U

Relación de variaciones: escala °D − °U



Δ 30 °D = Δ 20 °U

3 Δ°D = 2 Δ°U

⇒ Para 90 Δ°D

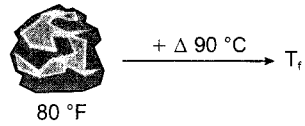
3 Δ°D <> 2 Δ°U

90 Δ°D ⇒ x

$x = \frac{90 \times 2}{3} = 60\ \Delta°U$

10. Un cuerpo está a 80 °F y su temperatura aumenta en 90 °C, al medir con otro termómetro cuya eficiencia es del 95%. ¿Cuál será la temperatura del segundo termómetro en K que marque?

Resolución:



Convertimos:

80 °F → °C

De la relación escalar:

°F = 80

$\frac{°C}{5} = \frac{°F-32}{9} \Rightarrow \frac{°C}{5} = \frac{80-32}{9} \Rightarrow °C = 26{,}66$

T_f = 26,66 + 90 = 116,66 °C

2.° termómetro: (eficiencia 95%)

$T = 0{,}95T_f = 0{,}95(116{,}66) \Rightarrow T = 110{,}82$ °C

$K = °C + 273 = 110{,}82 + 273 \Rightarrow K = 383{,}82$

11. Simplificar:

$$E = \frac{R - °F}{K - °C}$$

Resolución:

Sabemos:

K = °C + 273

⇒ K − °C = 273 ...(α)

R = °F + 460

⇒ R − °F = 460 ...(β)

Reemplazando en E:

$E = \frac{R - °F}{K - °C} = \frac{460}{273} = 1{,}68$

PROBLEMAS RESUELTOS

1. En un balón, se encuentra un gas con una presión absoluta de 5 atmósferas, si la presión atmosférica es 700 mmHg, ¿cuál es la presión manométrica del gas? (en atm).

Resolución:

La presión absoluta (P_{abs}) se determina según:

$$P_{abs} = P_{atm} + P_{man} \qquad ...(\alpha)$$

Donde:

P_{atm} : presión atmosférica o barométrica.

P_{man}: presión manométrica

Para cierto gas se tiene:

$P_{abs} = 5$ atm

$P_{atm} = 700$ mmHg

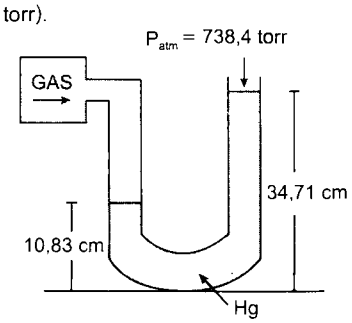
Como: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

$$P_{atm} = 700 \text{ mmHg}\left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}\right) = 0{,}92 \text{ atm}$$

Reemplazando en α:

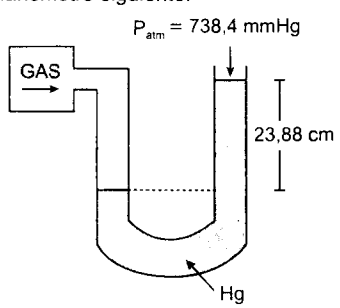
$5_{atm} = 0{,}92 \text{ atm} + P_{man} \quad \therefore P_{man} = 4{,}08 \text{ atm}$

2. Al medir la presión de un gas con un manómetro de extremo abierto, se han obtenido los siguientes datos. Calcular la presión absoluta de dicho gas (en torr).



Resolución:

En el manómetro siguiente:



Nos piden hallar la presión absoluta del gas.

Sabemos:

$P_{abs} = P_{man} + P_{atm} \Rightarrow P_{abs} = 238{,}8 \text{ mmHg} + 738{,}4 \text{ mmHg}$

$\therefore P_{abs} = 977{,}2$ mmHg

3. Señalar el concepto correcto acerca de la temperatura absoluta para un gas.

I) Es una medida de la energía potencial promedio de las moléculas.
II) Es una medida de la energía vibracional de las moléculas.
III) Es una medida de la energía interna de las moléculas.
IV) Es una medida de la cantidad de calor que liberan las moléculas.
V) Es una medida de la energía cinética promedio traslacional de las moléculas.

Resolución:

Temperatura. Es una medida relativa del grado de agitación de las partículas de un cuerpo (moléculas en los gases). En los gases se debe al movimiento traslacional, por lo que se relaciona con la energía cinética. Por lo tanto, la alternativa V es la correcta.

4. Una lámina de metal se encuentra a 86 °F, si se calienta sucesivamente en 200 K y en 360 R. ¿Cuál es su temperatura final, si finalmente se enfría en 150 °C?

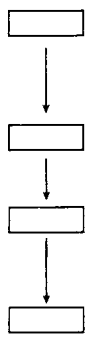
Resolución:

Relaciones numéricas entre escalas termométricas:

$$\underbrace{\frac{°C}{5} = \frac{°F - 32}{9} = \frac{K - 273}{5} = \frac{R - 492}{9}}_{\text{conversión}}$$

$$\underbrace{1{,}8\,\Delta°C = \Delta°F = 1{,}8\,\Delta K = \Delta R}_{\text{variación}}$$

Para cierto metal se tiene:



$T = 86$ °F

Calentamiento ($\Delta K = 200$)
$\Delta°F = 1{,}8 \times 200 = 360$

Calentamiento ($\Delta R = \Delta°F$)
$\Delta°F = 360$

Enfriamiento ($\Delta°C = 150$)
$\Delta°F = 1{,}8 \times 150 = 270$

$\Rightarrow T = 86 + 360 + 360 - 270$
$\therefore T = 536$ °F

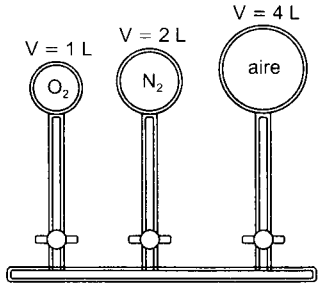
Convertimos esta temperatura a la escala Kelvin:

$$\frac{°F - 32}{9} = \frac{K - 273}{5}$$

$$\frac{536 - 32}{9} = \frac{K - 273}{5}$$

$\therefore T = 553$ K

5. Considere el sistema en el cual los tanques se encuentran interconectados a las condiciones mostradas. Si se abren las válvulas y la mezcla al final tiene una temperatura de 20 °C, calcular la presión final de la mezcla (en atm).
NOTA: solo considere el volumen de los tanques.



Resolución:

Las muestras gaseosas:

- O_2
  $V = 1\ L$
  $P = 1\ atm$
  $T = 20\ °C = 293\ K$

  $\Rightarrow n = \dfrac{PV}{RT}$

  $n = \dfrac{1 \times 1}{0{,}082 \times 293}$

  $\therefore n = 0{,}042$

- N_2
  $V = 2\ L$
  $P = 2\ atm$
  $T = 40\ °C = 313\ K$
  $\therefore n = \dfrac{PV}{RT} = \dfrac{2 \times 2}{0{,}082 \times 313} = 0{,}156$

- Aire
  $V = 4\ L;\ P = 2\ atm$
  $T = 40\ °C = 303\ K$
  $\therefore n = \dfrac{PV}{RT} = \dfrac{2 \times 4}{0{,}082 \times 303} = 0{,}322$

Se conectan entre sí por lo que el volumen total es 7 L y su temperatura es 20 °C (293 K), la presión de dicha mezcla es:

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{(0{,}042 + 0{,}156 + 0{,}322)0{,}082 \times 293}{7}$$

$$P = 1{,}78\ atm$$

6. Indicar la proposición verdadera (V) o falsa (F) según corresponda:

I. La temperatura es una propiedad extensiva relacionada con el flujo de calor que experimentan los cuerpos.

II. La escala Kelvin es la escala de temperatura del SI, esta escala se basa en las propiedades de los gases, siendo el cero en esta escala la temperatura más baja que puede alcanzarse. – 273,15 °C.

III. Cuando un cuerpo (A) con temperatura 80 °C, se pone en contacto con otro (B) de temperatura 104 °F, ocurrirá una transferencia de calor tal que (A) se calentará.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Falso

La temperatura es una medida del grado de agitación molecular de un cuerpo y corresponde a una propiedad intensiva, no es igual de calor (energía).

II. Verdadero

La temperatura termodinámica en el sistema internacional (1 L) posee como unidad el Kelvin (K) correspondiente a una escala absoluta, cuya medida mínima es el cero absoluto

$$0\ K = 273{,}15\ °C = -460\ °F$$

III. Falso

Relación de conversión entre escalas termométricas:

$$\frac{°C}{5} = \frac{°F - 32}{9} = \frac{K - 273}{5} = \frac{R - 492}{9}$$

Cuerpo A: $T = 80\ °C$

Cuerpo B: $T = 104\ °F$, en °C es:

$$\frac{°C}{5} = \frac{104 - 32}{9} \qquad \therefore\ °C = 40$$

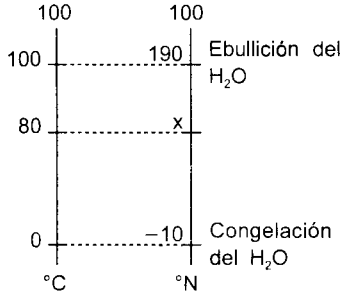
Luego, se transfiere calor desde A (más caliente) hacia B el cual se calienta.

$$A\ (80\ °C) \xrightarrow{\text{calor}} B\ (40\ °C) \qquad \therefore\ FVF$$

7. Un estudiante inventa una nueva escala termométrica en la cual el punto de congelación del agua es −10° y el punto de ebullición del agua es 190°. ¿Cuánto marcará en la nueva escala 80 °C?

Resolución:

Se inventa una nueva escala termométrica (°N), la cual en relación con la escala Celsius toma los valores:



Relación:

$$\underbrace{\frac{80 - 0}{100 - 0}}_{°C} = \underbrace{\frac{x - (-10)}{190 - (-10)}}_{°N} \qquad \therefore\ x = 150\ °N$$

8. Con respecto a la fracción molar indicar verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

I. La fracción molar es igual al porcentaje molar entre 100.
II. Su valor depende de las condiciones de presión y temperatura.
III. Se emplea en el cálculo de algunas propiedades de una mezcla de gases.

Resolución:

Respecto a la fracción molar:

I. Verdadero
Fracción molar y porcentaje molar.

$$x_i = \frac{n_i}{n_T}$$

$$\boxed{\%\ \text{molar} = x_i(100)}$$

II. Falso
Su valor solo depende de las masas de los gases, no es afectado por la presión y la temperatura.

III. Verdadero

Se emplea para determinar:
- Presiones parciales
- Masa molar aparente, etc.

9. Indicar la propiedad que no es característica del enlace metálico.

I) Buenos conductores de la electricidad.
II) Buenos conductores del calor.
III) Son dúctiles.
IV) Son maleables.
V) Son de puntos de fusión muy elevados.

Resolución:

Propiedades de los metales:

- Conducción eléctrica y térmica. Los electrones libres se pueden movilizar por diferencia de potencial.
- Dúctiles y maleables. Debido a la disposición regular de sus iones, se pueden deformar fácilmente por presión (láminas, hilos, etc.).
- Brillo. Por reflexión de la luz sobre su superficie.
- Punto de fusión. Entre moderado y alto (no muy alto), debido a la elevada intensidad de las atracciones eléctricas.

10. Se entiende por densidad relativa de un gas a la relación entre la densidad del gas y la densidad del aire. De acuerdo a esto, calcular la densidad relativa del metano (CH_4) a 20 °C y 1 atmósfera.

$\overline{M}_{aire}$ = 28,9 g/mol
R = 0,082 atmL/molK

Resolución:

La densidad relativa del CH_4 respecto al aire a P y T constante se determina según:

$$\frac{D_{CH_4}}{D_{aire}} = \frac{\overline{M}_{CH_4}}{\overline{M}_{aire}} \Rightarrow \frac{D_{CH_4}}{D_{aire}} = \frac{16}{28,6} = 0,55$$

11. Una vasija abierta se encuentra inicialmente a 15 °C, se calienta hasta 688 °F en un proceso isobárico. Calcular la fracción de la masa de aire que es desplazado fuera de la vasija con respecto a la masa inicial.

Resolución:

En una vasija abierta se tiene aire, donde:
T = 15° C = 288 K
$m_1 = m$
Se calienta hasta 688 °F a presión constante:

$$\frac{°F - 32}{9} = \frac{K - 273}{5}$$

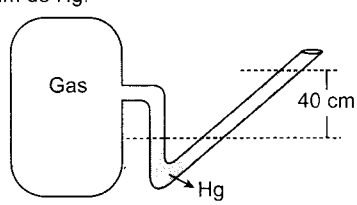
$$\frac{688 - 32}{9} = \frac{K - 273}{5} \Rightarrow T_K = 637,4$$

La masa expulsada de aire lo hallamos de:
$m_1T_1 = m_2T_2$ P y V: cte.

$m(288) = m_2(637,4) \Rightarrow m_2 = 0,45m$

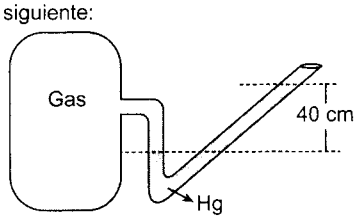
$\therefore$ Se expulsó de "m" inicial 0,55 unidades.

12. Determinar la presión absoluta del gas encerrado (en atmósferas), si la presión barométrica es 700 mm de Hg.



Resolución:

Hallamos la presión absoluta del gas en el manómetro siguiente:



Donde:
P_{atm} = 700 mmHg (dato).
P_{man} = 400 mmHg (gráfico)
P_{abs} = 700 + 400 = 1100 mmHg

$$\therefore P_{abs} = 1100\ \text{mmHg}\left(\frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}\right)$$

P_{abs} = 1,45 atm

13. Con respecto al enlace metálico, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Se explica en función de la diferencia de electronegatividad de las partículas estructurales involucradas.

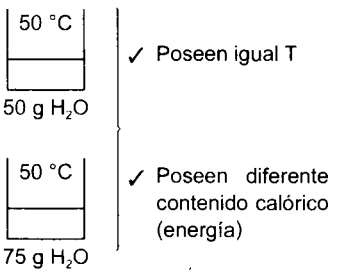
II. Los metales generalmente tienen un número bajo de electrones de valencia, por lo que no es posible formar entre ellos un enlace covalente.

III. Debido al bajo potencial de ionización de los metales, los electrones se desprenden del átomo creando una estructura de cationes inmersos en un mar de electrones.

Resolución:

Valor de verdad de las proposiciones:

I. Falso
A diferencia de la temperatura, el calor es una propiedad extensiva (varía con la masa).



II. Verdadero
Toda escala termométrica relativa como la Celsius y Fahrenheit constituyen tomando como base:
- Punto de ebullición
- Punto de congelación

de sustancias conocidas, con la cual se gradúan los termómetros.

III. Verdadero
De acuerdo a la relación:
$1{,}8\,\Delta°C = \Delta°F$
Para $\Delta°C = 40$
$1{,}8 \times 40 = \Delta°F \quad \therefore\ \Delta°F = 72$

14. Calcular la densidad (en g/L) de una mezcla de 40% de propano (C_3H_8) y 60% de butano (C_4H_{10}) a condiciones normales.
Datos: $\overline{A}_r$: C = 12; H = 1

Resolución:

Se tiene la mezcla gaseosa:
- C_3H_8 (40% molar)
- C_4H_{10} (60% molar)

Su masa molecular aparente lo hallamos de:

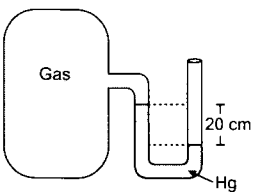
$$\boxed{\overline{M} = \overline{M}\,\%(C_3H_8) + \overline{M}\,\%(C_4H_{10})}$$

$$\overline{M} = 44\left(\frac{40}{100}\right) + 58\left(\frac{60}{100}\right) \Rightarrow \overline{M} = 52{,}4$$

Luego, su densidad a condiciones normales la hallamos de:

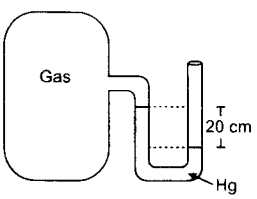
$$D_{CN} = \frac{\overline{M}}{22{,}4\ L} \Rightarrow D_{CN} = \frac{52{,}4}{22{,}4} = 2{,}34\ g/L$$

15. Hallar la presión en atm del gas confinado en un recipiente, si la diferencia de niveles de mercurio es 20 cm, según la figura mostrada. Considerar la presión atmosférica al nivel del mar.



Resolución:

De acuerdo al sistema mostrado:



Además:
$P_{atm} = 360$ mmHg (nivel del mar)
$P_{man} = -200$ mmHg (presión de vacío)
$\therefore\ P_{abs} = P_{atm} + P_{man}$
$P_{abs} = 760\ mmHg - 200\ mmHg \Rightarrow P_{abs} = 560\ mmHg$

$$P_{abs} = 560\ mmHg\left(\frac{1\,atm}{760\ mmHg}\right) \quad \therefore\ P_{abs} = 0{,}74\ atm$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. El agua regia es una mezcla de HNO_3 y HCl en un proposición volumétrica de 1 a 3 respectivamente. ¿Cuál es la densidad del agua regia?
Dado: $D_{HNO_3} = 1,4$ g/mL, $D_{HCl} = 1,2$ g/mL.

A) 1,25 g/mL B) 1,29 g/mL C) 1,3 g/mL
D) 1,35 g/mL E) 1,34 g/mL

2. Un recipiente vacío tiene una masa de 200 g. Lleno con agua tiene una masa de 750 g. Hallar el volumen del recipiente.

A) 200 cm^3 B) 500 cm^3 C) 550 cm^3
D) 450 cm^3 E) 505 cm^3

3. Un recipiente vacío tiene una masa de 300 g. Si a 62 °C se llena hasta la mitad de su volumen con agua y el conjunto tiene una masa de 610 g. Hallar el volumen del recipiente. Dato: $D_{H_2O} = 0,95$ g/mL (a 62 °C).

A) 620 cm^3 B) 310 cm^3 C) 652,6 cm^3
D) 376,5 cm^3 E) 326,3 cm^3

4. Un recipiente vacío tiene una masa de 250 g. Completamente lleno con agua tiene una masa de 850 g. Si el recipiente vacío se llena hasta la mitad con un líquido X, el conjunto tiene una masa de 500 g. Determinar la densidad del líquido X.

A) 0,833 g/mL B) 0,888 g/mL C) 0, 991 g/mL
D) 1 g/mL E) 1,02 g/mL

5. Cuando un recipiente se llena con agua, el conjunto tiene una masa de 800 g. Cuando el recipiente vacío se llena con aceite, el conjunto tiene una masa de 700 g. ¿Cuál es la masa del recipiente? Dato: $D_{aceite} = 0,75$ g/mL.

A) 400 g B) 200 g C) 300 g D) 500 g E) 456 g

6. ¿Cuántos mL ocupan 500 g de mercurio, dado que la densidad del mercurio es de 13,6 g/mL?

A) 26,8 mL B) 36,8 mL C) 66,6 mL
D) 24,2 mL E) 34,5 mL

7. Expresar la densidad del agua en kg/m^3.

A) 1 B) 10 C) 100 D) 1000 E) 0,1

8. La densidad del aceite es de 0,8 g/mL. Expresar dicha densidad en kg/L.

A) 0,8 B) 8 C) 80
D) 800 E) 8000

9. Calcular la densidad de un líquido si 18 mL de él tiene una masa de 16 g.

A) 8,8 g/mL B) 0,88 g/mL C) 1,125 g/mL
D) 1,5 g/mL E) 1,15 g/mL

10. Dado que 140 mL de cloro gaseoso tiene una masa de 0,45 g, determinar su densidad.

A) $3,2 \times 10^{-3}$ g/L. B) 0,0321 g/L
C) 3,21 g/L D) 1.61 g/L
E) 0,067 g/L

11. ¿Cuál es la densidad del éter, dado que 300 mL tienen una masa de 217,5 g?

A) 0,725 g/mL B) 1.38 g/mL C) 0, 88 g/mL
D) 1,21 g/mL E) 0,95 g/mL

12. Un litro de leche tiene una masa de 1032 g, la grasa que contiene es un 4% en volumen y posee una densidad de 0,865 g/cm^3. ¿Cuál es la densidad de la leche descremada, libre de grasas?

A) 1,078 g/cm^3 B) 1,039 g/cm^3
C) 1,0113 g/cm^3 D) 1,1 g/cm^3
E) 1,309 g/cm^3

13. Sabiendo que la densidad de 100 mL de alcohol etílico es 0,8 g/cm^{-3}, determinar la densidad de 16 mL de alcohol etílico.

A) 0,8 kg/mL B) 80 kg/m^3 C) 0,8 kg/L
D) 8 kg/L E) 40 kg/L

14. Si al dilatarse un cuerpo su densidad disminuye en 0,8 g/cm^3 y su volumen varía en 2/3 de su valor inicial. ¿Cuál es la densidad inicial?

A) 0,4 g/cm^3 B) 0,6 g/cm^3 C) 0,8 g/cm^3
D) 2 g/cm^3 E) 1,8 g/cm^3

15. Se tiene 2 líquidos miscibles A y B, mediados en la proposición volumétrica de 2/1 respectivamente. Si la densidad de A es 1,5 g/cm^3 y la densidad de la mezcla es 2 g/cm^3, determinar el valor de D_A/D_B.

A) 0,5 B) 1 C) 1, 5 D) 2 E) 2,5

16. En qué relación de volúmenes se deben mezclar el agua y el etilenglicol (D = 1,2 g/mL) para formar una solución homogénea cuya densidad es 1,08 g/mL.

A) 8/3 B) 3/2 C) 3/4 D) 1/2 E) 1/1

17. Convertir 80 °C a grados Fahrenheit.

A) 144 °F B) 176 °F C) 112 °F
D) 100 °F E) 124 °F

18. Determinar el valor numérico de la expresión (°F − °C), sabiendo que se cumple la relación termométrica para la temperatura de un cuerpo:

$$\frac{°F + R}{°C + K} = 1.$$

A) −93,5 B) 93,5 C) 108,5
D) −108,5 E) Todos son iguales.

19. Señalar la menor temperatura.

A) 20 °C B) 294 K C) 530 R
D) 75 °F E) Todas son iguales

20. La temperatura del hielo seco (en su punto de sublimación normal) es −109 °F y la temperatura de ebullición normal del etano es −88 °C. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

A) La temperatura del hielo seco es menor que la temperatura de ebullición normal del etano en 32 °C.
B) Ambas temperaturas son iguales.
C) La temperatura de ebullición del etano es 32 °F mayor que la del hielo seco.
D) La temperatura del hielo seco es mayor que la temperatura de ebullición normal de etano.
E) Entre las temperaturas hay una diferencia de 21 °C.

21. Una aleación de cobre y oro pesan 370 g y tiene un volumen de 30 cm^3. Si las densidades del oro y el cobre son 19 g/cm^3 y 9 g/cm^3 respectivamente. Hallar la masa de cobre en la aleación.

A) 80 g B) 100 g C) 180 g
D) 300 g E) 120 g

22. Se tiene un cubo de hielo de 10 cm de lado. Al calentarse se funde pasando a la fase líquida. ¿Cuál es la variación de volumen que se ha producido en dicho cambio de base?
Dato: $D_{hielo} = 0{,}917$ g/mL

A) Aumenta en 8,3% B) Disminuye en 8,3%
C) Aumenta en 83% D) Aumenta en 0,83%
E) Disminuye en 83%

23. Calcular la densidad de un líquido sabiendo que 800 mL de él tienen una masa 30% mayor que la masa de un volumen triple de agua.

A) 0,34 g/mL B) 2,4 g/mL C) 1,2 g/mL
D) 2,45 g/mL E) 3,9 g/mL

24. La masa de un cuerpo es 5 veces la de otro y su volumen es la mitad de la del segundo. Determinar la densidad relativa del primero respecto al segundo.

A) 2,5 B) 10 C) 0,1
D) 0,25 E) 5

25. De acuerdo con los siguientes datos de densidades relativas: $D_{(X/Y)} = 8/9$; $D_{(Y/Z)} = 9/5$; $D_{(Z/A)} = 1{,}2$. Determinar: $D_{(X/A)}$.

A) 1,92 B) 0,5 C) 2
D) 1,5 E) 3

26. ¿Cuál es la masa de 0,0002 m^3 de mercurio líquido, si su densidad es 13,6 g/mL?

A) 2,72 kg B) 3,16 kg C) 4,12 kg
D) 272 kg E) 316 kg

27. Hallar la densidad de una mezcla formada con volúmenes iguales de agua y glicerina.
Dato: ($D_{glicerina} = 1{,}25$ g/mL).

A) 1,125 g/mL B) 1,1 g/mL C) 1,2 g/mL
D) 1,05 g/mL E) 1,22 g/mL

28. Hallar la densidad de una mezcla formada por volúmenes iguales de alcohol y etilenglicol.
Dato: ($D_{alcohol} = 0{,}8$ g/mL) y ($D_{etilenglicol} = 1{,}20$ g/mL).

A) 1,1 g/mL B) 1,15 g/mL C) 1 g/mL
D) 1,05 g/mL E) 0,96 g/mL

29. Hallar la densidad de una mezcla formada por masas iguales de agua y alcohol.
Dato: ($D_{alcohol} = 0{,}8$ g/mL).

A) 0,88 g/mL B) 0,9 g/mL C) 0,93 g/mL
D) 0,81 g/mL E) 0,99 g/mL

30. Sean las siguientes mezclas:
Mezcla A: volúmenes iguales de agua y alcohol.
Mezcla B: masas iguales de agua y alcohol.
Mezcla C: volúmenes iguales de A y B.
Hallar la densidad de la mezcla C, si la densidad del alcohol es 0,78 g/mL.

A) 0,88 g/mL B) 0,883 g/mL C) 0,887 g/mL
D) 0,889 g/mL E) 0,89 g/mL

CLAVES

1. A	5. A	9. B	13. C	17. B	21. C	25. A	29. A
2. C	6. B	10. C	14. D	18. A	22. B	26. A	30. B
3. C	7. D	11. A	15. A	19. A	23. E	27. A	
4. A	8. A	12. B	16. B	20. D	24. B	28. C	

Unidades químicas de masa

capítulo 08

Amedeo Avogadro

Amedeo Avogadro (Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro), conde de Quaregna y Cerreto (Turín, 9 de agosto de 1776-Turín, 9 de julio de 1856), fue un físico y químico italiano, profesor de Física en la Universidad de Turín desde 1820 hasta su muerte. Formuló la llamada «ley de Avogadro», que señala: «Volúmenes iguales de gases distintos bajo las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de partículas». Avanzó en el estudio y desarrollo de la teoría atómica y en su honor se le dio el nombre al número de Avogadro.

Fue nombrado docente de Física matemáticaen la Universidad de Turín, precisamente en los años transcurridos entre el primer y el segundo nombramiento, cuando publicó su más famosa memoria: Ensayo sobre un modo de determinar las masas relativas de las moléculas elementales, en el que se enuncia por vez primera el conocido principio de química general que lleva su nombre. En 1811, en París, publica en el Journal de Physique, el ensayo sobre un modo de determinar las masas relativas de las moléculas elementales que puede considerarse como la pieza clave de las teorías sobre la constitución de la materia.El nombre de Avogadro ha quedado ligado al del número de las moléculas contenidas en un mol.

Fuente: Wikipedia

MASA ATÓMICA ($\bar{A}r$)

Es la masa relativa de un átomo, comparada con la doceava parte de un átomo de carbono 12, la cual recibe el nombre de "unidad de masa atómica" (u).

$$1\ u = 1{,}6 \times 10^{-24}\ g$$

Con referencia a esta unidad, cada elemento tiene su masa atómica, representada por un número abstracto ya que expresa una relación.

$$\frac{H}{\frac{1}{12}C} = 1{,}008 \quad \frac{Hg}{\frac{1}{12}C} = 200{,}59 \quad \frac{Na}{\frac{1}{12}C} = 22{,}99$$

La masa atómica es un cociente entre la masa del átomo y la doceava parte del carbono.

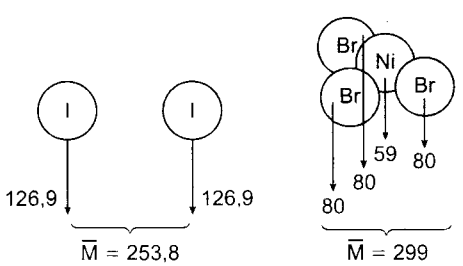
La masa atómica se encuentra tabulada en la tabla periódica y generalmente es dato en un problema.

Elemento	$\bar{A}r$	Elemento	$\bar{A}r$
H	1	Cl	35,5
Be	9	K	39
B	11	Ca	40
C	12	Cr	52
N	14	Fe	56
O	16	Cu	63,5
Na	23	Br	80
Mg	24	Ag	108
Al	27	Ba	137
P	31	Au	197
S	32	U	238
Hg	200,6		

MASA MOLECULAR ($\bar{M}$)

Es la masa relativa de una molécula. No tiene unidades y se obtiene sumando las masas atómicas de los elementos que forman una sustancia.

Yodo – I_2 Bromuro de níquel (III)



Por lo tanto, la masa molecular es la suma de las masas de los átomos que forman la molécula.

Ejemplos:

1. H_2O

$\bar{M}_{H_2O} = 2\bar{A}r_{(H)} + 1\bar{A}r_{(O)}$
$= 2(1) + 1(16)$
$\bar{M}_{H_2O} = 18$

2. H_2SO_4

$\bar{M}_{H_2SO_4} = 2\bar{A}r_{(H)} + 1\bar{A}r_{(S)} + 4\bar{A}r_{(O)}$
$= 2(1) + 1(32) + 4(16)$
$\bar{M}_{H_2SO_4} = 98$

3. $Fe_2(SO_4)_3$

$\bar{M} = 2\bar{A}r_{(Fe)} + 3\bar{A}r_{(S)} + 12\bar{A}r_{(O)}$
$\bar{M} = 2(56) + 3(32) + 12(16)$
$\bar{M} = 400$

Las especies como: O_2, N_2, H_2, He, Ne, ... (las moléculas de los gases son "diatómicas" a excepción de los gases nobles que son "monoatómicos").

- $\bar{M}_{O_2} = 2\bar{A}r_{(O)} = 2(16) \Rightarrow \bar{M}_{O_2} = 32$
- $\bar{M}_{H_2} = 2\bar{A}r_{(H)} = 2(1) \Rightarrow \bar{M}_{H2} = 2$
- $\bar{M}_{N_2} = 2\bar{A}r_{(N)} = 2(14) \Rightarrow \bar{M}_{N_2} = 28$
- $\bar{M}_{Ne} = 1(10) \Rightarrow \bar{M}_{Ne} = 10$
- $\bar{M}_{Kr} = 1(36) \Rightarrow \bar{M}_{Kr} = 36$

1 mol de átomos. 1 mol de átomos de un elemento es numéricamente igual a su masa atómica expresada en gramos.

$$1\ \text{mol átomos (E)} = \bar{A}r_{(E)} \quad (g)$$

1 mol átomos (H) = 1 g
1 mol átomos (Ca) = 40 g
1 mol átomos (S) = 32 g

También se puede expresar en lb, kg, t, etc.
1 mol átomos (P) = 31 kg

1 mol de moléculas. 1 mol de moléculas es numéricamente igual a la masa molecular de una molécula expresada en gramos:

$$1\ \text{mol de moléculas} = \bar{M}_{(C)} \quad (g)$$

1 mol H_2O = 1 mol de moléculas H_2O = 18 g
1 mol de moléculas H_2S = 34 g
1 mol de moléculas CO_2 = 44 g

También se pueden expresar en kg, t, lb, etc.

Mol

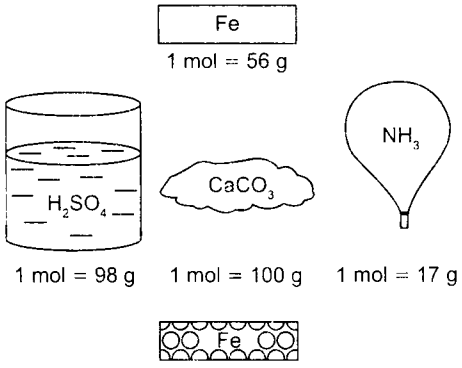
Es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas), equivalente a $6{,}023 \times 10^{23}$.

$$1 \text{ mol} = 6{,}023 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

$$N_A = 6{,}023 \times 10^{23} \text{ (número de Avogrado)}$$

$$1 \text{ mol Na} = 6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos de Na}$$

1 mol es numéricamente igual a la masa molar de dicha sustancia en gramos.



En 1 mol de cualquier sustancia hay el mismo número de moléculas

Del ejemplo:

En 98 g de H_2SO_4 (1 mol de moléculas) existen las mismas moléculas que hay en 100 g de $CaCO_3$ y 17 g de gas NH_3.

En general:

El número de Avogadro se puede expresar:

1. Como la cantidad de átomos existentes en 1 mol de átomos.
2. Como la cantidad de moléculas existentes en 1 mol de moléculas.

$$6{,}023 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{1 \text{ mol átomos}} \text{ o } \frac{\text{moléculas}}{1 \text{ mol moléculas}}$$

$$1 \text{ mol átomos} = 6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol moléculas} = 6{,}023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Número de mol de átomos (n.° de mol átomos). Es la masa en gramos de un elemento sobre la masa de 1 mol de átomos de dicho elemento.

Aplicación:

Hallar cuántas mol de átomos de Al existen en 108 g de dicha sustancia.

$$\overline{Ar}_{(Al)} = 27$$

Resolución:

$m_{(Al)} = 108$ g

$\overline{Ar}_{(Al)} = 27$

1 mol átomos (Al) ⟶ 27 g

n.° mol átomos (Al) ⟵ 108 g

$$\text{n.° mol átomos (Al)} = \frac{108 \text{ g}}{27 \text{ g}} \times 1 \text{ mol átomos (Al)}$$

(m sobre 108 g; $\overline{Ar}$ sobre 27 g)

n.° mol átomos (Al) = 4 mol átomos (Al)

En general:

$$\text{n.° mol átomos (E)} = \frac{m}{\overline{Ar}_{(E)}}$$

Número de moléculas o número de moles n. Es igual a la masa en gramos de una sustancia sobre la masa de 1 mol de moléculas de dicha sustancia.

Aplicación:

Hallar el número de moles (o n.° mol de moléculas) de H_2S en 272 g de dicha sustancia.

Resolución:

$m_{(H_2S)} = 272$ g

$\overline{M}_{H_2S} = 34$ g

1 mol de moléculas (H_2S) ⟶ 34 g

n ⟵ 272 g

$$n = \frac{272 \text{ g}}{34 \text{ g}} \times 1 \text{ mol de moléculas}$$

(m sobre 272 g; $\overline{M}$ sobre 34 g)

n = 8 mol

En general:

$$n = \frac{m}{\overline{M}}$$

ATOMICIDAD

Nos indica el número de átomos por molécula.

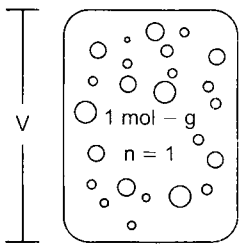
$$\chi = \frac{\text{átomos}}{\text{molécula}}$$

1. O_2: $2 \frac{\text{átomos}}{\text{molécula}}$ = diatómica
2. H_2O: $3 \frac{\text{átomos}}{\text{molécula}}$ = triatómica

3. H_2SO_4: $7\ \frac{\text{átomos}}{\text{molécula}}$ = heptaatómica

VOLUMEN MOLAR (V_m)

Es el volumen que ocupa 1 mol gramo de cualquier gas.



$$V_m = \frac{V}{n}$$

Condiciones normales o estándar (CN)

Son condiciones cuando:
P = 1 atm = 760 mmHg
T = 0 °C = 273 K = 32 °F

En estas condiciones:

$$V_m = 22{,}4\ \frac{L}{\text{mol - g}}$$

$$V_m = 359\ \frac{\text{pie}^3}{\text{mol - lb}}$$

También se puede expresar:

$$1\ \text{mol - g}_{(c)} \Leftrightarrow 22{,}4\ \text{L}\ \text{CN}$$

En conclusión:

$$n = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{N}{N_O} = \frac{V}{V_m}$$

Donde:

m: masa en gramos
N: número de moléculas
N_A: número de avogadro = $6{,}023 \times 10^{23}$
V: volumen ocupado por el gas
V_m: volumen molar (22,4 L en CN)

Ejemplos:

1. Hallar la masa molecular del ácido ortoantimónico.
   $\overline{Ar}_{(Sb)} = 122$

   Resolución:
   Ácido ortoantimónico: H_3SbO_4
   $\overline{M} = 3\overline{Ar}_{(H)} + 1\overline{Ar}_{(Sb)} + 4\overline{Ar}_{(O)}$
   $\overline{M} = 3(1) + 1(122) + 4(16)$
   $\overline{M} = 189$

2. Si 2 mol de átomos (x) tienen una masa de 40 g, hallar la $\overline{Ar}_{(x)}$.

   Resolución:
   $\underbrace{2\ \text{mol de átomos (x)}}_{\overline{Ar}_{(x)}\ldots g} \Leftrightarrow 40\ \text{g}$
   $2\overline{Ar}_{(x)}g = 40\ \text{g} \Rightarrow \overline{Ar}_{(x)} = 20\ \text{g}$

3. Determinar la masa atómica de Y en Y_2O_3, si 3 moles de dicho compuesto contiene una masa de 306 g.

   Resolución:
   $\underbrace{3\ \text{mol de } Y_2O_3}_{\overline{M}} = 306\ \text{g}$
   $3(2\overline{Ar}_{(Y)} + 3(16)) = 306$
   $6\overline{Ar}_{(Y)} + 144 = 306$
   $\therefore\ \overline{Ar}_{(Y)} = 27$

4. ¿Cuántos átomos existen en 80 g de calcio?
   $\overline{Ar}_{(Ca)} = 40$

   Resolución:
   m(Ca) = 80 g
   $\underbrace{1\ \text{mol átomos Ca}}_{40\ \text{g}}$ —— 6.023×10^{23} átomos Ca
   80 g —— n.° átomos Ca
   n.° átomos Ca = $\frac{80}{40}(6{,}023 \times 10^{23})$ átomos Ca
   n.° átomos Ca = $12{,}046 \times 10^{23}$ átomos Ca

5. ¿Cuántas moléculas existen en 392 g de ácido sulfúrico?

   Resolución:
   Ác. sulfúrico: H_2SO_4 $\overline{M} = 98$
   $\underbrace{1\ \text{mol de moléculas}}_{98\ \text{g}}$ — $6{,}023 \times 10^{23}$ moléculas (H_2SO_4)
   392 g —— n.° moléculas
   n.° moléc. = $\frac{392}{98}(6{,}023 \times 10^{23})$ moléc. (H_2SO_4)
   n.° moléc. = $2{,}4 \times 10^{24}$ moléc. (H_2SO_4)

6. Determinar la masa de 3×10^{23} moléculas de agua destilada.

   Resolución:
   Agua destilada: H_2O $\overline{M} = 18$
   n.° moléc. $H_2O = 3 \times 10^{23}$ moléc. H_2O
   $\underbrace{1\ \text{mol de moléculas}}_{18\ \text{g}}$ —— $6{,}023 \times 10^{23}$ moléc.
   m —— 3×10^{23} moléc. H_2O
   $m = \frac{3 \times 10^{23}}{6{,}023 \times 10^{23}}(18)$
   m = 8,96 g H_2O

Nota

Para ser más sencillas las operaciones matemáticas: $6{,}023 \times 10^{23}$ se puede usar como 6.0×10^{23}.

7. La masa de un átomo es $1,2 \times 10^{-22}$ g. Determinar $\overline{Ar}$ de dicho átomo.

Resolución:

$$\underbrace{1 \text{ mol átomos}}_{\overline{Ar}} \text{ —— } 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1,2 \times 10^{-22} \text{ g —— 1 átomo}$$

$$\overline{Ar} = \frac{1,2 \times 10^{-22} \times 6,023 \times 10^{23}}{1}$$

$$\overline{Ar} = 72,27$$

8. La molécula de un compuesto tiene una masa de $7,3 \times 10^{-23}$ g. Hallar $\overline{M}$.

Resolución:

$$1 \text{ molécula} \xrightarrow{\text{masa}} 7,3 \times 10^{-23} \text{ g}$$

$$\underbrace{1 \text{ mol de moléculas}}_{\overline{M} \text{ ... g}} \text{ —— } 6,023 \times 10^{23} \text{ moléc.}$$

$$7,3 \times 10^{-23} \text{ g —— 1 moléc.}$$

$$\overline{M} = \frac{7,3 \times 10^{-23}(6,023 \times 10^{23})}{1}$$

$$\overline{M} = 43,96$$

9. ¿Cuántos mol de átomos de carbono existen en 220 g de propano (C_3H_8)?

$\overline{Ar}$: H = 1; C = 12

Resolución:

$\overline{M}_{C_3H_8} = 44$

1 molécula de propano C_3H_8

RELACIONES ATÓMICAS

a) Microscópica

C_3H_8 ⇓ 1 molécula → C: 3 átomos; H: 8 átomos

b) Macroscópica

C_3H_8 ⇓ 1 mol de moléculas (1 mol) → C: 3 mol de átomos; H: 8 mol de átomos

220 g C_3H_8 —— x mol de átomos C

$\underbrace{1 \text{ mol } C_3H_8}_{44 \text{ g}}$ —— 3 mol átomos C

220 g —— x

$$x = \frac{220(3 \text{ mol átomos})}{44} \text{ C} = 15 \text{ mol átomos C}$$

10. ¿Cuántos gramos de oxígeno se encuentran en 800 g de $CaCO_3$?

$\overline{Ar}$: C = 12; Ca = 40; O = 16

Resolución:

$CaCO_3$: $\overline{M} = 100$

1 mol $CaCO_3$ —— 3 mol de átomos O

↓ ↓

100 g —— 3(16) g

800 g —— m

$$m = \frac{800}{100}(3)(16) = 384 \text{ g O}$$

11. ¿Cuántos átomos de P existen en 1960 g de ácido fosfórico (H_3PO_4)?

$\overline{Ar}$: H = 1; P = 31; O = 16

Resolución:

n.° átomos P —— 1960 g H_3PO_4

1 mol H_3PO_4 = 98 g

1 mol H_3PO_4 —— $\underbrace{1 \text{ mol de átomos P}}$

↓ ↓

98 g —— $6,023 \times 10^{23}$ átomos P

1960 g ——

$$(\frac{1960}{98})(6,023 \times 10^{23}) = 1,2 \times 10^{25} \text{ átomos P.}$$

12. ¿Cuántos gramos de calcio existen en 22 moles de hidruro de calcio (H_2Ca)?

$\overline{Ar}$: H = 1; Ca = 40

Resolución:

$$1 \text{ mol } H_2Ca \text{ —— } \underbrace{1 \text{ mol Ca}}_{40 \text{ g}}$$

22 mol H_2Ca —— m

$$m = \frac{22}{1}(40) = 880 \text{ g Ca}$$

13. ¿Hallar la masa que ocupa 112 litros de $H_2S_{(g)}$ a condiciones normales (CN)?

$\overline{Ar}_{(H)} = 1$; S = 32

Resolución:

$\overline{M}_{H_2S} = 34$

Condiciones normales (CN) { P = 1 atm = 760 torr = ... ; T = 0 °C = 32 ° F = ...

1 mol (cualquier gas)	contiene →	22,4 L

1 mol H_2S —— 22,4 L —— (CN)

↓

34 g

m —— 112 L

$$m = \frac{112}{22,4}(34) = 170 \text{ g } H_2S$$

14. ¿Qué volumen ocupará 5 moléculas de metano (CH_4) a CN?

$\overline{Ar}_H = 1$; $C = 12$

Resolución:

—— 5 moléc. (CH_4)

1 mol CH_4 —— 22,4 L

↓

n.° moléc. CH_4

5 n.° moléc. CH_4 —— V

$$V = \frac{5N_o}{N_o}(22,4) = 112\ L(CH_4)$$

15. ¿Cuántos átomos de hidrógeno habrá en un recipiente de 3360 litros de gas butano (C_4H_{10}) a CN?

$\overline{Ar}$: H = 1; C = 12

Resolución:

n.° átomos H —— 3360 L

1 mol de moléc. C_4H_{10} $\xrightarrow{CN}$ 22,4 L

↓

10 mol átomos (H) —— 22,4 L

↓

$10(6,023 \times 10^{23})$ átomos (H) —— 22,4 L

n.° átomos (H) —— 3360 L

$$\text{n.° átomos (H)} = \frac{3360}{22,4}(10)(6,023 \times 10^{23})$$

$\therefore$ n.° átomos (H) = $9,03 \times 10^{26}$

16. ¿Cuántos neutrones existen en 89,6 L de cloro gaseoso a condiciones normales?

Resolución:

1 átomo cloro: $_{17}Cl^{35}$ n.° = 18

Cloro gaseoso: Cl_2 (diatómico)

1 molécula Cl_2 ⇒ n = 36 neutrones

n —— 89,6 L CN

Sabemos: 1 mol-g —— 22,4 L ...CN

↓

$6,0 \times 10^{23}$ moléc.

$6,0 \times 10^{23}$ moléc. Cl_2 —— 22,4 L

—— 89,6 L

$$= \frac{89,6}{22,4}(6,0 \times 10^{23}) = 24 \times 10^{23}\ \text{moléc. } Cl_2$$

$\therefore$ n.° neutrones = $8,64 \times 10^{25}$

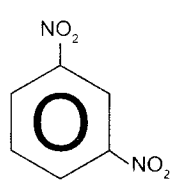
17. El dinitrobenceno se obtiene sometiendo al benceno a una mezcla de ácido nítrico y sulfúrico fumante. ¿Cuántas moles de dinitrobenceno se tiene en una muestra de 336 gramos de dicho compuesto?

Resolución:

m = 336 g

$\overline{M}$ = 168 g/mol

Dinitrobenceno



$$\boxed{n = \frac{m}{\overline{M}}} \Rightarrow n = \frac{336}{168} = 2\ \text{moles}$$

18. Una dieta humana consiste en 0,008 onzas diarias de fósforo. Si en 3,1 libras de pescado contiene 8 mol-oz de fosfato de sodio. ¿Cuántas libras de pescado se consumirá para satisfacer esta dieta?

Resolución:

Fosfato de sodio: Na_3PO_4

Datos:

$\overline{Ar}$: Na = 23; P = 31; O = 16

1 lb = 16 oz

Dieta:

$$3,1\ \text{lb pescado} \text{ —— } 8\ \text{mol-oz}(Na_3PO_4)\frac{31\ \text{onza P}}{1\ \text{mol-oz}(Na_3PO_4)}$$

x —— 0,008 onza P

19. Una expedición científica trae de un planeta X una muestra de un mineral que resulta ser el óxido de un metal M, desconocido en la Tierra. Si el análisis de 1,820 g de la muestra arroja un contenido de 0,320 g de oxígeno, ¿cuál será la $\overline{Ar}$ del metal desconocido, asumiendo que la fórmula mínima es MO_2?

Resolución:

Sea el mineral: $\underbrace{MO}_{1,820\ g} \rightarrow 0,320\ g$

Masa (M) = 1,820 − 0,320 = 1,5 g

Fórmula: MO_2

1 mol (M) —— 2 mol O

$\overline{Ar}_{(M)}$ —— $2\overline{Ar}_{(O)}$

↓

$\overline{Ar}_{(M)}$ —— 2(16) g

1,5 —— 0,320 g

$$\overline{Ar}_{(M)} = \frac{1,5(2)(16)}{0,320} \rightarrow \overline{Ar}_{(M)} = 150$$

20. Por análisis del $Fe_2(SO_4)_3$ proporciona 0,4 mol de hierro. ¿Cuántas moles de oxígeno están presentes en la muestra?

Resolución:

Muestra: $Fe_2(SO_4)_3$ → $6\ O_2$

Molécula oxígeno: O_2

Relación 2 mol Fe —— 6 mol O_2

0,4 mol Fe —— x

$$x = \frac{0,4 \times 6}{2} = 1,2\ \text{mol } O_2$$

21. ¿Qué masa de azufre existe en la misma cantidad de átomos que en 0,7 gramos de nitrógeno?

$\overline{Ar}$: S = 32; N = 14

Resolución:

Condición: n.° átomos (S) = n.° átomos (N)

n.° mol átomos (S) = n.° mol átomos (N)

$$\Rightarrow \boxed{\frac{m_{(S)}}{\overline{Ar}_{(S)}} = \frac{m_{(N)}}{\overline{Ar}_{(N)}}} \Rightarrow m_{(N)} = 0,7 \text{ g}$$

reemplazando: $\frac{m_{(S)}}{32} = \frac{0,7}{14} \Rightarrow m_{(S)} = 1,6$ g

22. Determinar el número de átomos de oxígeno, que existe en cierta cantidad de $CaSO_3$ que presenta igual número de moléculas que 300 gramos de $CaCO_3$.

$N_A = 6,0 \times 10^{23}$

$\overline{Ar}$: C = 12; O = 16; Ca = 40

Resolución:

$CaCO_3$: m = 300 g $\quad \overline{M} = 100$

n.° átomos O en $CaSO_4$

Condición:

n.° moléc.$(CaCO_3)$ = n.° moléc. $CaSO_4$

$\downarrow$

n N_o = n.° moléc. $CaSO_4$

$\downarrow$

$\frac{300}{100}(N_o \text{ moléc. } CaSO_4)$ = n.° moléc. $CaSO_4$

1 moléc. $CaSO_4$ —— 4 átomos O

Por conversión:

n.° átomos O $= \frac{300}{100}(\text{n.° moléc } CaSO_4)\frac{4 \text{ átomos}}{1 \text{ molec } CaSO_4}$

n.° átomos O = 12 n.° átomos O.

23. En la Segunda Guerra Mundial los alemanes arrojaron 22 kilos de gas fosgeno ($COCl_2$) venenoso. ¿Cuántos átomos de carbono estarán contenidos en dicha masa?

$\overline{Ar}$: C = 12; O = 16; Cl = 35,5

Resolución:

m = 22 kg
$\overline{M}$ = 99 g/mol $\Big\rangle$ fosgeno: $COCl_2$

1 mol $COCl_2$ —— 1 mol átomos C

$\downarrow$

99 g —— $6,0 \times 10^{23}$ átomos C

22 000 g —— X

$X = \frac{22\,000}{99}(6,0 \times 10^{23}) = 1,33 \times 10^{26}$ átomos C

24. Cierta muestra de cobalto forma un óxido doble, el cual presenta $96,368 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno. Se comprueba experimentalmente que la muestra de óxido doble presenta 36 gramos de impureza. Hallar el % de impureza de la muestra.

$\overline{Ar}$: Co = 59

Resolución:

Óxido doble: Co_3O_4 $\quad (\overline{M} = 241)$

Muestra: óxido puro + impureza ... (α)

$\quad\quad\quad

2. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. La unidad de masa atómica (u) se define como la doceava parte de la masa de un átomo de $^{12}_{6}C$.

II. Muchos elementos se presentan en la naturaleza como mezclas de isótopos, por lo cual la masa atómica de un elemento es, en realidad, la masa media ponderada de las masas isotópicas.

III. En el caso de sustancias moleculares, la masa de esta sustancia se denomina masa fórmula.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Verdadero**

Definición de unidad de masa atómica (u):

$$1\ u = \frac{\text{Masa átomo(C-12)}}{12}$$

C – 12 átomo patrón.

II. **Verdadero**

La $\overline{Ar}$ de un elemento químico. Es el promedio ponderado de las masas isotópicas de sus isótopos componentes.

III. **Falso**

A nivel de la química se tiene dos tipos de compuestos cuyas masas se expresan como:

- Compuestos moleculares (moléculas).
  $\overline{M}$ = masa molecular
- Compuestos iónicos (unidades fórmula).
  MF: masa fórmula

3. Se sabe que cierta cantidad de sustancia X_2Y_3 contiene $7{,}525 \times 10^{22}$ átomos de X. Calcular el número de moles de Y en la misma cantidad de sustancia.

Resolución:

En el compuesto: X_2Y_3 se tiene:

$7{,}525 \times 10^{22}$ átomos de X.

$$\text{n.° moles} = \frac{\text{n.° átomos}}{N_A} = \frac{7{,}525 \times 10^{22}}{6{,}02 \times 10^{23}}$$

n.° moles = 0,125

Además de la fórmula se observa:

$$\frac{\text{n.° moles X}}{\text{n.° moles Y}} = \frac{2}{3} \qquad \frac{0{,}125}{\text{n° moles Y}} = \frac{2}{3}$$

$\therefore$ n.° moles Y = 0,1875

4. Indicar qué proposiciones son correctas.

I. El elemento cloro presenta los isótopos ^{35}Cl y ^{37}Cl, cuya $\overline{Ar}$ promedio es 35,453, entonces el isótopo más abundante es el ^{37}Cl.

II. Si tengo 54 g de oxígeno molecular y 54 g de aluminio, entonces tengo igual número de átomos de ambos elementos.

III. Si la masa molecular del P_4 es x, entonces la masa de un átomo de P es x/4.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Incorrecto**

El cloro tiene los isótopos Cl – 35 y Cl – 37, si su $\overline{Ar}$ es 35,453; se aproxima mucho a 35, el Cl – 35 es más abundante.

II. **Incorrecto**

Para que dos muestras de elementos químicos tengan igual cantidad de átomos deben poseen igual número de moles, no igual masa.

III. **Correcto**

Se sabe que en una molécula:

$$\boxed{\overline{M} = \Sigma PA}$$

Para el fósforo (P_4) $\overline{M} = x$

$$\therefore PA_{(P)} = \frac{x}{4}$$

Luego, es correcto solo III.

5. En relación a 120 g de calcio, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

Masa atómica del: Ca = 40

$N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$

I. La muestra contiene 3 moles de átomos de Ca.

II. La muestra contiene $1{,}8 \times 10^{24}$ átomos.

III. La muestra contiene igual número de átomos que 3 moles de átomos de cloro.

Resolución:

Se tiene una muestra de 120 g de calcio:

I. **Verdadero**

Como el peso atómico (PA) del calcio es 40.

$$\text{n.° moles} = \frac{M}{PA} = \frac{120}{40} = 3$$

Esto representa 3 moles de átomos.

II. **Verdadero**

En base al número de Avogadro ($6{,}02 \times 1023$) se tiene:

n.° átomos = $3(6{,}02 \times 10^{23})$

n.° átomos = $1{,}8 \times 10^{24}$

III. **Verdadero**

Toda muestra de elemento químico que posea 3 moles de átomos posee $1{,}8 \times 10^{24}$ átomos.

6. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Una unidad de masa atómica es 1/12 de la masa de un átomo de carbono $^{12}_{6}C$, por lo tanto un átomo de carbono de este tipo tiene una masa de 12 u.

II. La plata (Ag) tiene dos isótopos, uno de 60 neutrones (abundancia porcentual = 51,839%) y el otro de 62 neutrones, por lo tanto, el que presenta menor abundancia porcentual posee mayor número de masa.

III. La $\overline{Ar}$ es el promedio ponderado de las masas de los isótopos que constituyen un elemento.

Resolución:

De acuerdo a las afirmaciones:

I. **Verdadero**
Por conversión se le asigna al átomo patrón (C−12) una masa de 12 u.

$$\Rightarrow 1\ u = \frac{m12_C}{12}$$

II. **Verdadero**
Isótopos del elemento plata:
Ag (N = 60): Pi: 51,839%
Ag (N = 62); Pi: 48.161%
el más pesado es el menos abundante.

III. **Verdadero**
La masa atómica promedio ($\overline{Ar}$) se determina según:

$$\overline{Ar} = \frac{\sum MiPi}{\sum Pi}$$

Promedio ponderado de las masas isotópicas (Mi)

7. El magnesio consiste en tres isótopos con masas 23,99; 24,99 y 25,99. Las abundancias relativas de estos tres isótopos son 78,34%; 10,49% y 11,17%, respectivamente. Calcular la $\overline{Ar}$ del magnesio.

Resolución:
Para el elemento magnesio (Mg) se tiene:

Mi (u)	Pi
23,99	78,34%
24,99	10,49%
25,99	11,17%

Luego su $\overline{Ar}$ es:

$$\overline{Ar} = \frac{23,99(78,34) + 24,99(10,49) + 25,99(11,17)}{100}$$

$\therefore \overline{Ar}_{(Mg)} = 24,3\ u$

8. Hallar la masa atómica promedio ($\overline{Ar}$) exacto de un elemento que posee dos isótopos:

$^{20}X(19,98\ u)$ y $^{25}X(24,97\ u)$

Sabiendo que por cada 4 átomos livianos hay 3 átomos pesados.

Resolución:
Masas isotópicas (Mi) y abundancias relativas (Pi) para un elemento X:

Isótopos	Mi (u)	Pi
^{20}X	19,98	4
^{25}X	24,97	3

Su masa atómica promedio ($\overline{Ar}$) lo determinamos de acuerdo con:

$$\overline{Ar} = \frac{\sum miPi}{\sum Pi}$$

$$\overline{Ar} = \frac{19,98(4) + 24,97(3)}{7}\ u$$

$\therefore \overline{Ar}_{(x)} = 22,12\ u$

9. ¿Qué masa de monóxido de carbono tendrá el mismo número de moléculas como las que hay en 40 g de anhídrido sulfúrico?

Resolución:
Hallando el número de moléculas de SO_3:

$\overline{M}_{(SO_3)} = 32 + 3(16) = 80$

$80\ g\ SO_3 \longrightarrow$ n.° moléculas
$40\ g\ SO_3 \longrightarrow x$

$$x = \frac{40\ g}{80\ g} \cdot \text{n.° moléculas}$$

$$x = \frac{1}{2} \cdot \text{n.° moléculas}$$

Hallando la masa de monóxido de carbono:

$\overline{M}_{(CO)} = 12 + 16 = 28$

$28\ g\ CO \longrightarrow$ n.° moléculas
$m_{CO} \longrightarrow \frac{1}{2}$ n.° moléculas

$$\Rightarrow m_{CO} = \frac{1}{2}(28) = 14\ g$$

10. ¿Qué masa de plata tendrá una muestra impura de 600 g de AgCl que contiene 40% de este compuesto?

$PA_{(Ag)} = 108$; $PA_{(Cl)} = 35,5$

Resolución:

$M = (AgCl) = 108 + 35,5 = 143,5$

$143,5\ g\ AgCl \longrightarrow 108\ g\ Ag$

$$\frac{40}{100}(600\ g\ AgCl) \longrightarrow m_{Ag}$$

$$\therefore m_{Ag} = \frac{240}{143,5}(108) = 180,62\ g$$

11. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancia contiene mayor masa?

PA (N = 14; O = 16; H = 1; Fe = 56; Al = 27)

I) 2 moles N_2
II) 1 mol de N_2O_5
III) 100 g de H_2
IV) 3 moles de Fe
V) 5 moles de Al

Resolución:
Analizando las alternativas:

I. $2\ \text{moles de } N_2\left(\frac{28\ g\ N_2}{1\ mol\ N_2}\right) = 56\ g\ N_2$

II. $1\ \text{mol de } N_2O_5\left(\frac{108\ g\ N_2O_5}{1\ mol\ N_2O_5}\right) = 108\ g\ N_2O_5$

III. $100\ g\ H_2$

IV. $3\ \text{moles de Fe}\left(\frac{56\ g\ Fe}{1\ mol\ Fe}\right) = 168\ g\ Fe$

V) 5 mol de Al$(\frac{27\text{ g Al}}{1\text{mol Al}})$ = 135 g Al

Por lo tanto, la mayor masa es IV.

12. Determinar la cantidad de óxido a obtener en la mención de 12 g de un metal de masa equivalencia a 54 g.

$$M + \frac{1}{2}O_2 \rightleftarrows MO$$

Resolución:

Para la formación del óxido:

$$\boxed{\text{n.° Eq}_{(M)} = \text{n.° Eq}_{(O)}}$$

$$\frac{n_{(M)}}{Meq_{(M)}} = \frac{m_{(O)}}{Meq_{(O)}} \Rightarrow \frac{12}{54} = \frac{m_{(O)}}{8} \Rightarrow m_{(O)} = 1{,}77\text{ g}$$

Entonces:

$m_{óxido} = m_M + m_O = 12\text{ g} + 1{,}77\text{ g} = 13{,}77\text{ g}$

13. Una muestra sólida de 4,0 g contiene un 65% de carbonato de plomo (IV) y el resto es de fosfato de plomo (II). Calcular el número total de moles.

Resolución:

Se tiene 4 g de una muestra que posee:

- 65% de carbonato de plomo (IV)

  $Pb(CO_3)_2$: $\overline{M} = 327{,}2$

  $M = 4(\frac{65}{100}) = 2{,}6\text{ g}$

  $\text{n.° moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{2{,}6}{327{,}2} = 8 \times 10^{-3}$

- 35% de carbonato de plomo (II)

  $PbCO_3$: $\overline{M} = 267{,}2$

  $M = 4(\frac{35}{100}) = 1{,}4\text{ g}$

  $\text{n.° moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{1{,}4}{267{,}2} = 5{,}2 \times 10^{-3}$

Por lo tanto, la cantidad total de moles es:

$\text{n.° moles}_T = 8 \times 10^{-3} + 5{,}2 \times 10^{-3}$

$\therefore \text{n.° moles}_T = 13{,}2 \times 10^{-3}$

14. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda a cada proposición.

I. En 32 cm^3 de mercurio. (ρ = 13,354 g/cm^3 a 25 °C) hay 2,16 moles de esta sustancia.

II. En 54 g de H_2O están contenidos 6 g de hidrógeno y $18{,}06 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno.

III. A partir de 4 moles de H_2O se pueden obtener 4 moles de H_2 y 2 moles de O_2.

Resolución:

De acuerdo a las afirmaciones:

I. **Verdadero**

Se tiene 32 cm^3 de Hg (PA = 200) con O = 13, 354 g/cm^3 por lo que su masa es:

$M = \rho V = (13{,}354\text{ g/cm}^3)(32\text{ cm}^3)$

$M = 427{,}33\text{ g}$

$\text{n.° moles} = \frac{m}{PA} = \frac{427{,}33}{200} = 2{,}16$

II. **Verdadero**

Se tiene 54 g de H_2O ($\overline{M} = 18$)

$\text{n.° moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{54}{18} = 3$

$\therefore$ 3 moles H_2O

- 6 moles de H ⟶ M = 6 g
- 3 moles de O ⟶ 18×10^{23} átomos O

III. **Verdadero**

Se tiene:

4 moles H_2O

- 4 moles H_2 ⟶ 8 moles H
- 2 moles O_2 ⟶ 4 moles O

15. Calcular el número de moles de átomos de hidrógeno que existen en una mezcla de 800 g de metano (CH_4) y 600 g del etano (C_2H_6). Ar: C = 12; H = 1

Resolución:

Para las muestras dadas:

- 800 g CH_4 ($\overline{M} = 16$)

  $\text{n.° moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{800}{16} = 50$

  $\therefore$ n.° moles de H = 50(4) = 200

- 600 g C_2H_6 ($\overline{M} = 30$)

  $\text{n.° moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{600}{30} = 20$

  $\therefore$ n.° moles H = 20(6) = 120

Luego, en total se tiene de hidrógeno:

$\therefore$ n.° moles: 200 + 120 = 320

16. ¿Cuál es la masa en gramos de una molécula de ácido nítrico HNO_3?

PA (N = 14; O = 16; H = 1)

Resolución:

$\overline{M}(HNO_3) = 14 + 1 + 16(3) = 63\text{ g}$

Por regla de tres:

63 g ⟶ $6{,}023 \times 10^{23}$ moléculas

x ⟶ 1 molécula

$\therefore x = 10{,}46 \times 10^{-23}\text{ g}$

17. El número de Avogadro representa:

I. El número de átomos que existe en una molécula gramo.

II. El número de moléculas que existe en 1 litro de gas a 0 °C y 1 atm.

III. El valor de R en la ecuación general de los gases.

IV. El número de coulombs en una celda electrolítica.

V. El número de moléculas que existe en una molécula gramo.

Resolución:

El número de Avogadro se define como la cantidad de átomos que existen en un átomo-gramo o el número de moléculas existentes en una molécula-gramo o 22,4 L de un gas a 0 °C y 1 atm.

Rpta.: V

18. ¿Cuántos at-g de Ca existen en 224 g de calcio?
PA (Ca) = 40

Resolución:

$$1 \text{ at-g Ca} \longrightarrow 40 \text{ g}$$
$$x \longrightarrow 224 \text{ g}$$

$\therefore x = 5{,}6$ at-g Ca

19. ¿Cuántos at-g de oxígeno contienen 20 g de $CaCO_3$?
PA(Ca) = 40; PA(C) = 12; PA(O) = 16

Resolución:

$$\underbrace{1 \text{ mol-g } CaCO_3}_{100 \text{ g de } CaCO_3} \longrightarrow 3 \text{ at-g O}$$

$$20 \text{ g } CaCO_3 \longrightarrow x$$

$$\therefore x = \frac{20 \text{ g}}{100 \text{ g}}(3) \text{ at-g O} = 0{,}6 \text{ at-g O}$$

20. Calcular el número de moléculas en 4 g de CH_4.

Resolución:

$\overline{M}(CH_4) = 12 + 4(1) = 16 \text{ g} \Rightarrow 1 \text{ mol-g } CH_4 = 16 \text{ g}$

$$16 \text{ g} \rightarrow 6{,}023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$
$$4 \text{ g} \rightarrow x$$

$$\Rightarrow x = \frac{4}{16}(6.023 \times 10^{23}) \text{ moléculas}$$

$\therefore x = 1{,}50575 \times 10^{23}$ moléculas

21. ¿Cuántos at-g de fósforo existen en 15 moles de fosforita $Ca_3(PO_4)_2$?

PA (P = 31; Ca = 40)

Resolución:

$$1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow 2 \text{ at-g P}$$
$$15 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow x$$

$$x = \frac{15}{1}(2) \text{ at-g P} = 30 \text{ at-g P}$$

22. ¿Qué masa de monóxido de carbono tendrá el mismo número de moléculas como las que hay en 40 g de anhídrido sulfúrico?

Resolución:

Hallando el número de moléculas de SO_3:
$\overline{M}(SO_3) = 32 + 3(16) = 80 \text{ g}$

$$80 \text{ g } SO_3 \rightarrow N_A \text{ moléculas}$$
$$40 \text{ g } SO_3 \rightarrow x$$

$$\Rightarrow x = \frac{40}{80} N_A \text{ moléculas}$$

$$x = \frac{N_A}{2} \text{ moléculas}$$

Hallando la masa de monóxido de carbono:
$\overline{M}(CO) = 12 + 16 = 28 \text{ g}$

$$28 \text{ g CO} \rightarrow N_A \text{ moléculas}$$
$$m_{CO} \rightarrow \frac{N_A}{2} \text{ moléculas}$$

$$m_{CO} = \frac{1}{2}(28) = 14 \text{ g}$$

23. ¿Qué masa de plata tendrá una muestra impura de 600 g de AgCl que contiene 40% de este compuesto?
PA (Ag = 108; Cl = 35,5)

Resolución:

$\overline{M}(AgCl) = 108 + 35{,}5 = 143{,}5 \text{ g}$

$$143{,}5 \text{ AgCl} \rightarrow 108 \text{ g Ag}$$
$$\frac{40}{100}(600 \text{ g AgCl}) \rightarrow m_{Ag}$$

$$\therefore m_{Ag} = \frac{240}{143{,}5}(108) = 180{,}63 \text{ g}$$

24. Por difracción de rayos X se ha determinado que un cristal ortorrómbico de aragonita tiene distribuidas $2{,}409 \times 10^{21}$ moléculas de aragonita, y por fotometría de flama se determinó que tiene una masa de 0,4 g. Determinar la masa molecular de la aragonita.

Resolución:

Del dato:
$2{,}409 \times 10^{21}$ moléculas → 0,4 g
$6{,}023 \times 10^{23}$ moléculas → $\overline{M}_{(aragonita)}$

$$\overline{M} = \frac{6{,}023 \times 10^{23}}{2{,}409 \times 10^{21}}(0{,}4) \quad \therefore \overline{M} = 100$$

25. Una alumna recibe como regalo un anillo de oro de 20 gramos. Si media mol de átomos de oro cuesta 197 soles, ¿cuál es el precio del anillo?
PA(Au) = 197

Resolución:

1 at–g Au = 197 g
197 g → 1 mol átomos
20 g → x

$$\Rightarrow x = \frac{20}{197}(1) = 0{,}1015 \text{ mol}$$

Como 1/2 mol tiene un precio de 197 soles:
0,5 mol → 197 soles
0,1015 mol → y

$$\therefore y = \frac{0{,}1015}{0{,}5}(197) = 40 \text{ soles}$$

26. Un compuesto tetratómico ocupa 1,12 L a condiciones normales. ¿Cuántos átomos existen en dicho compuesto gaseoso?

Resolución:

Como:

$6{,}023 \times 10^{23}$ moléculas $\rightarrow$ 22,4 L

x $\rightarrow$ 1,12 L

$x = 0{,}30115 \times 10^{23}$ moléculas

Si una molécula es tetratómica, tenemos:

1 molécula $\rightarrow$ 4 átomos

$0{,}30115 \times 10^{23}$ moléculas $\rightarrow$ y

$\therefore y = 1{,}2046 \times 10^{23}$ átomos

27. ¿Qué volumen ocuparán $18{,}069 \times 10^{24}$ átomos de una molécula pentatómica que se encuentra a CN?

Resolución:

Del dato:

1 molécula $\rightarrow$ 5 átomos

x $\rightarrow$ $18{,}069 \times 10^{24}$ átomos

$\Rightarrow x = 3{,}6138 \times 10^{24}$

Además:

$6{,}023 \times 10^{23}$ moléculas $\rightarrow$ 22,4 L

$3{,}6138 \times 10^{24}$ moléculas $\rightarrow V_{CN}$

$\therefore V_{CN} = 134{,}4$ L

28. Un átomo–gramo de sodio tiene una masa de 23 g y uno de cloro de 35,5 g. ¿Qué masa de cloro habría que adquirir para tener tantos átomos de este elemento como átomos de sodio hay en 4,6 g de este otro?

Resolución:

Hallando el número de átomos de sodio:

1 at-g Na = 23 g $\rightarrow$ N_A átomos

4,6 g $\rightarrow$ N.° de átomos

$$\Rightarrow \text{N.° átomos Na} = \frac{4{,}6}{23} N_A = 0{,}2N_A$$

Hallando la masa del cloro:

1 at-g Cl = 35,5 g $\rightarrow$ N_A átomos

m_{Cl} $\rightarrow$ $0{,}2N_A$ de átomos

$$\therefore m_{Cl} = \frac{0{,}2N_A}{N_A}(35{,}5) = 7{,}1 \text{ g}$$

29. Si un átomo del elemento X tiene una masa de $6{,}64 \times 10^{-23}$ g, hallar la masa de 0,5 mol-g del compuesto: $X_3(PO_4)_2$; si PA(P) = 31 y PA(O) = 16.

Resolución:

Hallando el PA(X):

PA(X) $\rightarrow$ $6{,}023 \times 10^{23}$ átomos

$6{,}64 \times 10^{-23}$ g $\rightarrow$ 1 átomo

$$\text{PA(X)} = \frac{6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ átomo}}(6{,}64 \times 10^{-23}) \text{ g}$$

$\text{PA(X)} = 39{,}99 \approx 40$

Calculando la $\overline{M}$ del compuesto:

$\overline{M} = 3(40) + 2(31) + 8(16) = 310$ g

1 mol-g $\rightarrow$ 310 g

1/2 mol-g $\rightarrow$ $m_{compuesto}$

$$\therefore m_{compuesto} = \frac{\frac{1}{2}}{1}(310) = 155 \text{ g}$$

30. Si se consumieron $2{,}4092 \times 10^{25}$ átomos de oxígeno solo en la formación del dióxido de manganeso. ¿Cuántos kilogramos de este compuesto se formaron?

PA(Mn) = 55

Resolución:

Dióxido de manganeso: MnO_2

$\overline{M} = 55 + 2(16) = 87$ g $\Rightarrow$ 1 mol-g Mno_2 = 87 g

87 g $\rightarrow$ 2 at-g O $\rightarrow$ $2(6{,}023 \times 10^{23})$ átomos

m_{MnO_2} $\rightarrow$ $2{,}4092 \times 10^{25}$ átomos

$\therefore m_{MnO_2} = 1740$ g = 1,74 kg

31. Los huesos de una persona adulta tienen una masa de 10,9 kg y contienen 50% de $Ca_3(PO_4)_2$. Calcule los kilogramos de fósforo que existen en los huesos de la persona adulta. PA(Ca) = 40; PA(P) = 31.

Resolución:

$$m_{Ca_3(PO_4)_2} = 10\,900 \text{ g}\left(\frac{50}{100}\right) = 5450 \text{ g}$$

$\overline{M}(Ca_3(PO_4)_2) = 3(40) + 2(31) + 8(16) = 310$ g

Entonces:

310 g $Ca_3(PO_4)_2$ $\rightarrow$ 62 g P

5450 g $Ca_3(PO_4)_2$ $\rightarrow$ m_P

$\therefore m_P = 1090$ g = 1,09 kg

32. ¿En qué caso se tiene el mayor número de moles de sustancia?

Elemento	H	O	Na	S	Cl
PA	1	16	23	32	35,5

A) 5 g de NaCl B) 5 g de Na_2S

C) 5 g de H_2SO_4 D) 5 g de HCl

E) 5 g de H_2O

Resolución:

Número de moles para las especies:

A) 5 g de NaCl ($\overline{M}$ = 58,5)

$$\text{n.° moles} = \frac{5}{58{,}5} = 0{,}085$$

B) 5 g de Na_2S ($\overline{M}$ = 78)

$$\text{n.° moles} = \frac{5}{78} = 0{,}064$$

C) 5 g de H_2SO_4 ($\overline{M}$ = 98)

$$\text{n.° moles} = \frac{5}{98} = 0{,}051$$

D) 5 g de HCl ($\overline{M}$ = 36,5)

$$\text{n.° moles} = \frac{5}{36{,}5} = 0{,}137$$

E) 5 g de H_2O ($\overline{M}$ = 18)

$$\text{n.° moles} = \frac{5}{18} = 0{,}278$$

Por lo tanto, posee más moles el H_2O.

33. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancias contiene mayor masa?

Elemento	H	C	N	O	Al	S
PA	1	12	14	16	27	32

A) 0,2 moles O_2 B) 0,1 mol de NO
C) 0,1 mol de CO_2 D) 0,3 moles de H_2S
E) 0,5 moles de Al

Resolución:

De acuerdo a los datos de masas atómicas, hallamos las masas de las muestras:

A) 0,2 moles de O_2 ($\overline{M}$ = 32)
m = 0,2(32) = 6,4 g

B) 0,1 moles de NO ($\overline{M}$ = 30)
m = 0,1(30) = 3 g

C) 0,1 moles de CO_2 ($\overline{M}$ = 44)
m = 0,1(44) = 4,4 g

D) 0,3 moles de H_2S ($\overline{M}$ = 34)
m = 0,3(34) = 10,2 g

E) 0,5 moles de Al ($\overline{M}$ = 27)
m = 0,5(27) = 13,5 g

Por lo tanto, tiene mayor masa el Al.

34. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. La masa molecular del CO_2 es 44 UMA.
II. La masa molar del propano (C_3H_8) es 44 g/mol.
III. Las masas isotópicas son valores próximos a los respectivos números de masa de dichos isótopos.

Resolución:

I. **Verdadero**
Debido a que PA(C) = 12 UMA
PA(O) = 16 UMA
$\overline{M}(CO_2)$ = 44 UMA

II. **Verdadero**
$\overline{M}(C_3H_8)$ = 12(3) + 8 = 44 g/mol

III. **Verdadero**
Cada átomo (isótopo) posee un valor de masa llamado masa isotópica que es muy próximo a su número de masa.

∴ VVV

35. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son verdaderas?

I. La masa atómica se determina sumando la masa de los electrones, protones y neutrones que posee el átomo.
II. La masa molar es la suma de las masas atómicas de los elementos que forman el compuesto.
III. La unidad de la masa atómica en el sistema internacional es el UMA.

Resolución:

I. **Falso**
La masa atómica promedio se determina en relación a las masas isotópicas (promedio ponderado) y sus abundancias.

II. **Falso**
La masa molar corresponde a la masa de una mol de átomos o moléculas.
Átomos: m = (PA) g
Moléculas: m = ($\overline{M}$)g

III. **Verdadero**
Los átomos y moléculas expresan sus masas en UMA, unidad del sistema internacional.

∴ FFV

36. Para calcular la masa atómica del cloro se realiza un análisis estadístico mediante el cual se determina que por cada 10 000 átomos de cloro, 7553 corresponden al isótopo ^{35}Cl y 2447 al isótopo ^{37}Cl. Si las masas isotópicas relativas de cada isótopo son $mi(^{35}_{17}Cl) = 34{,}97$; $mi(^{37}_{17}Cl) = 36{,}95$, calcule el error (diferencia) que se produce al obtener la masa atómica con los números de masa.

Resolución:

Isótopos del elemento cloro:

Isótopos	Masas isotópicas	Abund.	
^{35}Cl	34,97	7553	↓ (+)
^{37}Cl	36,95	2447	
		10 000	

Hallamos su masa atómica en relación a sus masas isotópicas y números de masa.

$$PA(Cl) = \frac{34{,}97(7553) + 36{,}95(2447)}{10\,000}$$

$$PA(Cl) = 35{,}4545$$

$$PA(Cl) = \frac{35(7553) + 37(2447)}{10\,000}$$

$$PA(Cl) = 35{,}4894$$

Luego el error de cálculo es:
35,4894 − 35,4545 = 0,0349

37. Halle la abundancia relativa en porcentaje de cada isótopo del antimonio ($^{121}_{51}Sb$ y $^{123}_{51}Sb$) en forma aproximada, si la masa atómica promedio es 121,75 UMA.

Resolución:

Para los átomos del antimonio (Sb):

Isótopos	% abundancia	
^{121}Sb	x	↓ (+)
^{123}Sb	y	
	100	

Su masa atómica es el promedio ponderado de sus masas isotópicas o en forma aproximada de los números de masa.

Su valor medido es: PA(Sb) = 121,75

Luego: $PA(Sb) = \frac{121(x) + 123(y)}{100} = 121,75$

$121x + 123y = 12\,175$

$x + y = 100$

Resolviendo:

$x = 62,5 \wedge y = 37,5$

38. Determine la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones.

I. Un núclido del uranio es $^{92}_{238}U$.

II. No todos los elementos presentan isótopos.

III. $1\ UMA = \left(\frac{1}{N_A}\right) = 1,6606 \times 10^{-24}\ g$

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Falso**
En todo núclido se cumple: A > Z
Por lo que para el uranio lo correcto es: $^{238}_{92}U$

II. **Verdadero**
Existen cerca de 20 elementos que no poseen isótopos naturales: Na-23; CO-59; As-75, etc.

III. **Verdadero**
La relación entre la UMA y el número de Avogadro (N_A) es de reciprocidad.

$$1\ UMA = \frac{1}{N_A} = 1,66 \times 10^{-24}\ g$$

∴ FVV

39. ¿En cuál de los siguientes casos hay mayor número de moles de átomos?

A) 24 g de carbono (C)

B) 20 g de carbonato de calcio ($CaCO_3$)

C) 71 g de cloro gaseoso (Cl_2)

D) 48 g de ozono (O_3)

E) 18 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)

PA (C = 12; H = 1; O = 16; Ca = 40; Cl = 35,5)

Resolución:

A) 24 g de C (PA = 12)

n.° moles: $\frac{24}{12} = 2$ (átomos)

B) 20 g de $CaCO_3$ ($\overline{M}$ = 100)

n.° moles: $\frac{20}{100} = 0,2$ (moléculas)

n.° moles: 0,2(5) = 1 (átomos)

↳ 5 átomos por unidad fórmula

C) 71 g de Cl_2 ($\overline{M}$ = 71)

n.° moles: $\frac{71}{71} = 1$

n.° moles: 1(2) = 2 (átomos)

D) 48 g de O_3 ($\overline{M}$ = 48)

n.° moles: $\frac{48}{48} = 1$

n.° moles: 1(3) = 3 (átomos)

E) 18 g de $C_6H_{12}O_6$ ($\overline{M}$ = 180)

n.° moles: $\frac{18}{180} = 0,1$

n.° moles: 0,1(24) = 2,4 (átomos)

Entonces, posee más moles de átomos el O_3.

40. Marque verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

I. Una mol de agua en CN ocupa un volumen de 22,4 L.

II. En un at-g de sustancia simple existen $6,023 \times 10^{23}$ átomos.

III. El número de Avogadro señala que hay $6,023 \times 10^{23}$ moléculas en una mol de sustancia.

IV. Todos los elementos químicos tienen moléculas monoatómicas.

Resolución:

I. **Falso**
El volumen molar normal se define para los gases en condiciones normales (0 °C, 1 atm). A 0 °C el agua no es gas, puede ser líquido o sólido y una mol de esta sustancia tiene una masa de 18 g ($\overline{M}$ = 18), luego su volumen, a partir de la densidad del hielo (0,9 g/cm^3), es:

$$V = \frac{\overline{M}}{\rho} \Rightarrow V = \frac{18}{0,9} \Rightarrow V = 20\ cm^3$$

II. **Verdadero**
La sustancia simple está formada mínimamente por átomos. El átomo–gramo es el peso atómico relativo expresado en gramos y contiene $6,023 \times 10^{23}$ de estos átomos.

III. **Verdadero**
La sustancia en general está formada por moléculas (que pueden ser monoatómicas o poliatómicas). Una mol de sustancia contiene $6,023 \times 10^{23}$ moléculas; esta cantidad se conoce como número de Avogadro.

IV. **Falso**
La mayoría de elementos químicos tiene moléculas monoatómicas como los metales (Fe; Zn) y los gases nobles (He; Ne; Ar; Kr; Rn), pero otros tienen moléculas diatómicas (H_2; N_2; O_2; F_2; Cl_2; Br_2; I_2); triatómicas (O_3); tetratómicas (P_4); octatómicas, etc.

∴ FVVF

41. Indique si es verdadero (V) o falso (F) en el orden dado.

I. Mol es la unidad de cantidad de sustancia.

II. La masa del C–12 es 12 UMA.

III. La unidad de masa atómica (UMA) equivale a $1,6 \times 10^{-24}$ g.

Resolución:

I. **Verdadero**
La mol es considerada como la séptima unidad fundamental del Sistema Internacional de Unidades.

II. **Verdadero**
La UMA expresa la masa de los núcleos, como por ejemplo:
$m(^{10}B) = 10$ UMA; $m(^{12}C) = 12$ UMA

III. **Verdadero**
Por definición:

$$1\ \text{UMA} = \frac{\text{masa de un átomo } {}^{12}C}{12} = 1{,}67 \times 10^{-24}\ \text{g}$$

$\therefore$ VVV

42. Identifique la muestra de mayor masa.

A) 5 moles de amoniaco
B) 300 milimoles de peróxido de hidrógeno
C) 5,6 litros de ozono en condiciones normales
D) 25 at-g de nitrógeno
E) $2{,}41 \times 10^{22}$ átomos de hidrógeno

Resolución:

Resolveremos este problema con el método de los factores de conversión.
PA (H = 1; O = 16; N = 14)

A) Amoniaco (NH_3): $\overline{M} = 14 + 3 = 17$

$$5\ \text{moles}\ NH_3\left(\frac{17\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_3}\right) = 85\ \text{g}\ NH_3$$

B) Peróxido de hidrógeno (H_2O_2): $\overline{M} = 2 + 16(2) = 34$

$$300\ \text{milimoles}\ H_2O_2\left(\frac{1\ \text{mol}\ H_2O_2}{1000\ \text{milimoles}\ H_2O_2}\right)\left(\frac{34\ \text{g}\ H_2O_2}{1\ \text{mol}\ H_2O_2}\right) = 10{,}2\ \text{g}\ H_2O_2$$

C) Ozono (O_3): $\overline{M} = 48$

$$5{,}6\ \text{L}\ O_3\left(\frac{1\ \text{mol}\ O_3}{22{,}4\ \text{L}\ O_3}\right)\left(\frac{48\ \text{g}\ O_3}{1\ \text{mol}\ O_3}\right) = 12\ \text{g}\ O_3$$

D) Nitrógeno: $25\ \text{at-g}\ N\left(\frac{14\ \text{g}\ N}{1\ \text{at-g}\ .N}\right) = 350\ \text{g}\ N$

E) $2{,}41 \times 10^{22}$ átomos $H\left(\frac{1\ \text{at g}\ H}{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos}\ H}\right)\left(\frac{1\ \text{g}\ H}{1\ \text{at-g}\ H}\right) = 0{,}04\ \text{g}\ H$

Por lo tanto, la muestra de mayor masa es Nitrógeno.

43. Respecto a una muestra de 350 g de carbonato de calcio $CaCO_3$, señale la proposición incorrecta.
PA (Ca = 40; C = 12; O = 16)

A) Contiene 3,5 moles de $CaCO_3$
B) Contiene 10,5 at-g de O
C) Contiene $6{,}32 \times 10^{24}$ átomos de oxígeno
D) Contiene $2{,}11 \times 10^{24}$ moléculas de $CaCO_3$
E) Contiene $4{,}22 \times 10^{24}$ átomos de carbono

Resolución:

Calculamos el peso molecular de $CaCO_3$:
$\overline{M} = 1(40) + 1(12) + 3(16) \Rightarrow \overline{M} = 100$

A) $350\ \text{g}\ CaCO_3\left(\frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{100\ \text{g}\ CaCO_3}\right) = 3{,}5\ \text{moles}\ CaCO_3$

B) En la fórmula $CaCO_3$ se tiene:

$$1\ \text{mol}\ CaCO3 \longrightarrow \begin{cases} 1\ \text{at-g Ca} \\ 1\ \text{at-g C} \\ 3\ \text{at-g O} \end{cases}$$

Luego:

$$3{,}5\ \text{mol}\ CaCO_3\left(\frac{3\ \text{at-g O}}{1\ \text{mol}\ CaCO_3}\right) = 10{,}5\ \text{at-g O}$$

C) $10{,}5\ \text{at-g O}\left(\frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{at-g O}}\right) = 6{,}32 \times 10^{24}\ \text{átomos O}$

D) $3{,}5\ \text{mol}\ CaCO_3\left(\frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{moléculas}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3}\right) = 2{,}11 \times 10^{24}\ \text{moléculas}\ CaCO_3$

E) $3{,}5\ \text{mol}\ CaCO_3\left(\frac{1\ \text{at-g C}}{1\ \text{mol}\ CaCO_3}\right)\left(\frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos C}}{1\ \text{at-g C}}\right) = 2{,}11 \times 10^{24}\ \text{átomos C}$

Por lo tanto, la proposición incorrecta es E.

44. ¿Cuántos átomos de oro existen en una joya que pesa 82 g si tiene aproximadamente 40% de oro puro? PA(Au) = 196,97

Resolución:

Peso de oro Au puro:
$W_{Au} = 40\%(82) = 32{,}8$ g
Aplicando mol:
$6{,}023 \times 10^{23}$ átomos Au $\rightarrow$ 196,97 g
x $\rightarrow$ 32,8 g
$\therefore x = 10^{23}$ átomos

45. ¿Cuántas moléculas hay en una gota de agua, sabiendo que 20 gotas tiene un volumen de 1 cm^3?

Resolución:

A partir de:
20 gotas $\rightarrow$ 1 cm^3
1 gota $\rightarrow$ $V_{1\ \text{gota}}$

$$\Rightarrow V_{1\ \text{gota}} = \frac{1}{20}\ cm^3$$

Como:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V;\ \text{pero}\ \rho_{H_2O} = 1\ \text{g/cm}^3$$

$$\Rightarrow m_{H_2O} = V_{H_2O} \Rightarrow m_{H_2O} = \frac{1}{20}\ \text{g}$$

Finalmente:
$1\ \text{mol}-g_{(H_2O)} = 18\ \text{g} \rightarrow 6 \times 10^{23}$ moléculas

$$\frac{1}{20}\ \text{g} \rightarrow \text{y}$$

$\therefore y = 1{,}67 \times 10^{21}$ moléculas

46. ¿Qué peso de carbono se tiene en una muestra formada por 300 g de metano CH_4 y 200 g de acetileno C_2H_2?

Resolución:

Calculamos el peso molecular de CH_4:

$$\overline{M} = \underbrace{12}_{C} + \underbrace{4(1)}_{H} = 16 \text{ g}$$

Calculamos el peso de carbono en el metano:

$$300\left(\frac{12}{16}\right) = 225 \text{ g C}$$

Calculamos el peso molecular del acetileno C_2H_2:

$$\overline{M}_{(C_2H_2)} = \underbrace{2(12)}_{C} + \underbrace{2(1)}_{H} = 26$$

Determinamos el peso del carbono en el acetileno:

$$200\left(\frac{24}{26}\right) = 184{,}62 \text{ g C}$$

Finalmente el peso total del carbono en toda la muestra:

$W(C) = 225 + 184{,}62 = 409{,}62$ g

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En una pepsina purificada, aislada de una preparación de bovino, se analizaron los aminoácidos y sus productos hidrolíticos. El aminoácido presente en menor cantidad fue la lisina, $C_6H_4N_2O_2$, con un composición centesimal de 0,43%. ¿Cuál es el peso molecular mínimo de la pepsina?

   A) 17 600 B) 31 628 C) 31 600
   D) 34 600 E) 51 000

2. Una sustancia polimétrica, politetrafluoruroetileno, puede representarse mediante la fórmula $(C_2F_4)_X$, donde X es un número grande. El material se preparó polimerizando C_2H_4 en presencia de un catalizador que contiene azufre y que funciona como un núcleo sobre el cual crece el polímero. Se encontró que el producto final contiene 0,012% de S. ¿Cuál es el valor de X si cada molécula polimérica contiene 2 átomos de azufre. Considerar que el catalizador contribuye con una cantidad despreciable a la masa total del polímero PA (S = 32)

   A) 2700 B) 5333 C) 8100
   D) 10 000 E) 5100

3. El polvo de cochinilla se obtiene de la pulverización de los cuerpos secos de las hembras del insecto *Coccus cacti*. Este polvo contiene 10% en masa del compuesto rojo neutro (PF = 492,4) que se emplea como colorante de alimentos. Si se requieren 150 000 insectos para producir 1 kg del polvo. ¿Cuántas moléculas de rojo neutro están presentes aproximadamente en cada insecto?

   A) $\sim 6 \times 10^{23}$ moléculas/insecto
   B) $\sim 8 \times 10^{17}$ moléculas/insecto
   C) $\sim 2 \times 10^{5}$ moléculas/insecto
   D) $\sim 5 \times 10^{22}$ moléculas/insecto
   E) $\sim 3 \times 10^{13}$ moléculas/insecto

4. Una medalla de oro (Au) y plata (Ag) pesa 4 g. Si contiene 28 milimoles en conjunto. ¿Qué porcentaje en masa de oro tiene la medalla?
   Dato: PA (Au = 197; Ag = 108)

   A) 14% B) 64% C) 74% D) 54% E) 31%

5. Determinar el peso molecular de la insulina, sabiendo que contiene 3,4% de S. Además, se sabe que cada molécula de insulina contiene 4 átomos de azufre. PA (S = 32).

   A) 941 B) 1882 C) 2823
   D) 3764 E) 5261

6. Suponiendo que la unidad de masa atómica toma el valor de (1/2 N_A) g. ¿Cuál será el nuevo peso atómico del carbono? Dato: PA (C = 12).

   A) 12 u B) 6 u C) 24 u
   D) 18 u E) 15 u

7. Definiendo una nueva unidad de mA, "uma", el peso atómico del flúor sería 48 u. ¿Cuál será el nuevo peso atómico del azufre? PA (F = 19, S = 32)

   A) 80,8 B) 46 C) 28,5
   D) 61,62 E) 75

8. Durante el paseo lunar del Apolo II, se realizó un experimento sobre el viento solar (asuma que solo consiste de átomos de hidrógeno). El colector de viento solar era una lámina de aluminio de 3000 cm^2 de superficie. Suponiendo que el viento solar golpea esta lámina y queda adherido a ella con intensidad de 107 átomos $cm^{-2}s^{-1}$. ¿Qué masa de átomos de hidrógeno se recogió durante 100 minutos de experimento?

   A) 1×10^{-13} B) 5×10^{-12} C) $1,8 \times 10^{-12}$
   D) 3×10^{-10} E) $1,8 \times 10^{-14}$

9. El límite permisible de nitrito de sodio, $NaNO_2$ en el agua potable es 59 mg de $NaNO_2$ por litro de agua, para no implicar problemas de envenenamiento. Al efectuar un análisis de 200 mL de agua, se determina la presencia de $1,204 \times 10^{17}$ moléculas de $NaNO_2$. ¿Qué reportaría Ud.? Dato: PA (Na = 23)

   A) Está contaminada
   B) No está contaminada
   C) Tal vez
   D) Faltan datos
   E) Solo se puede saber experimentalmente

10. El Hospital de Houston diagnostica anemia ferropénica cuando el paciente tiene menos de 80 μg Fe por g de sangre. Se efectúa el análisis de espectrométrico de 400 mg de sangre de un paciente y se determina la presencia de $2,4092 \times 10^{17}$ átomos de hierro. ¿Qué diagnosticaría usted? Dato: PA (Fe = 56)

    A) Tiene anemia. B) No tiene anemia
    C) Tal vez D) Faltan datos
    E) Solo se puede saber consultando al médico

11. Se tiene 708 mg de una aleación de cobre y cinc que contiene 11 milimoles de átomos en total. Determinar la composición en masa de la aleación. Dato: PA (Cu = 63; Zn = 65).

    A) 68,8% Cu B) 31,2% Cu C) 39,6% Cu
    D) 60,4% Cu E) 32,3% Cu

12. 5,44 g de hidrogenofosfato de calcio se calienta observándose una pérdida de masa de 0,36 g de

agua. Sabiendo que se produce un compuesto formado por calcio, fósforo y oxígeno. Hallar la fórmula del compuesto formado.
Dato: PA(Ca = 40; P = 31).

A) $Ca_3(PO_4)_2$ B) $Ca(P_2O_7)_2$ C) $Ca(PO_3)_2$
D) CaP_2O_7 E) $CaPO_4$

13. El límite de tolerancia de residuos de paratión en el ambiente es de 0,2 mg de paratión por L de aire. Determinar si un ambiente de 14,55 m^3 de volumen, que contiene $3,01 \times 10^{19}$ moléculas de paratión está contaminado. Dato: $\overline{M}_{paratión} = 291$ g/mol.

A) Sí B) No
C) Tal vez D) Faltan datos
E) Solo se puede determinar experimentalmente

14. La ingestión admisible (IDA) del DDT,1,1,1–tricloro –2,2–bis (p–clorofenil) etano es 7,09 mg DDT por kg de tomate. ¿Cuántas moléculas de DDT como máximo deben estar presentes en un tomate de 100 g para no sobrepasar los límites del IDA.
Dato: ($\overline{M}_{DDT} = 354,5$ g/mol).

A) $1,204 \times 10^{24}$ B) $1,204 \times 10^{19}$
C) $1,204 \times 10^{16}$ D) $1,806 \times 10^{23}$
E) $1,806 \times 10^{19}$

15. La dureza del agua está definida por la presencia de sales solubles de calcio y puede ser expresada en ppm:

$$\text{Dureza} = \frac{\text{Masa de calcio (mg)}}{\text{Volumen de agua (L)}} \text{ ppm}$$

En un proceso de ablandamiento, eliminación de calcio, se hace pasar 200 L de agua a través de un intercambiador iónico y quedan retenidos $4,8184 \times 10^{23}$ átomos de calcio. Determinar la dureza del agua, suponiendo que el intercambiador iónico absorbe todo el calcio. Dato: PA (Ca = 40).

A) 16 ppm B) 320 ppm C) 160 ppm
D) 32 ppm E) 200 ppm

16. Con cuántas moléculas de agua cristaliza el otofosfaltoácido de calcio, $CaHPO_4.XH_2O$. Si 3,44 g de sal cristalizada deja por acción del calor un residuo de 2,54 g de pirofostato de calcio anhidro, $Ca_2P_2O_7$.
Dato: PA (Ca = 40; P = 31).

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

17. El fosfato de 1–glucosa es de importancia fundamental en el metabolismo de los hidratos de carbono. Su peso molecular es de 260 y su densidad es aproximadamente 1,5 g/ml. ¿Cuál es el volumen promedio ocupado por una molécula de este compuesto?

A) $2,88 \times 10^{-22}$ cm^3 B) $2,23 \times 10^{-24}$ cm^3
C) $2,88 \times 10^{-23}$ cm^3 D) $2,23 \times 10^{23}$ cm^3
E) $2,88 \times 10^{-24}$ cm^3

18. Se extrajo un alcaloide de la semilla de una planta y se purificó. Se sabe que la molécula contiene 1 átomo de nitrógeno, no más de 4 átomos de oxígeno y ningún otro elemento aparte de carbono e hidrógeno. Se encontró que el peso molecular calculado por espectrometría de masas es 297,138. ¿Cuál es la fórmula molecular probable concordante con este hecho?

A) $C_{16}O_3N_3H_{15}$ B) $C_{17}O_3N_2H_{17}$ C) $C_{19}O_3NH_8$
D) $C_{16}O_5NH_{17}$ E) $C_{18}O_3NH_{19}$

19. Se descompuso un éster orgánico saturado y de cadena abierta dentro de un espectrómetro de masas. Uno de los productos de descomposición tiene el peso molecular de 116,09. ¿Cuál es la fórmula molecular de este producto, si se sabe por adelantado que solo contiene carbono hidrógeno y oxígeno y que no más de 4 átomos de oxígeno están presentes en la molécula. Dar como respuesta la atomicidad de este producto.

A) 19 B) 20 C) 21
D) 22 E) 40

20. Las partículas a son átomos de helio doblemente ionizados. Se sabe que $1,82 \times 10^{17}$ partículas a producen 0,00675 mL de gas helio en condiciones normales. Calcular el número de Avogadro con estos datos.

A) $6,023 \times 10^{23}$ B) $6,0397 \times 10^{23}$
C) $6,091 \times 10^{23}$ D) $6,02 \times 10^{23}$
E) $6,067 \times 10^{23}$

21. Al combustionar completamente un hidrocarburo se obtiene producto gaseoso de 11 g de CO_2 y 4,5 g de H_2O. Si se cumple que el hidrocarburo gaseoso es 28 veces más denso que el hidrógeno, determine la fórmula del hidrocarburo y masa de oxígeno consumido en el proceso.

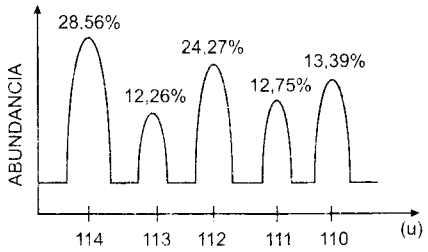
A) C_4H_8 y 8 g B) C_4H_8 y 12 g C) C_4H_8 y 4 g
D) C_2H_4 y 6 g E) C_4H_{10} y 12 g

22. Los espectrómetros de masa son instrumentos que miden la relación entre la carga y la masa de los cationes, estos se enfocan en un rayo muy angosto y se aceleran mediante en campo eléctrico hacia un campo magnético donde este último logra desviar; el grado de desviación depende de varios factores, indicar aquel que no influye.

A) Carga de las partículas
B) Volumen de los cationes
C) Masa de los cationes
D) Fuerza del campo magnético
E) Magnitud del voltaje de aceleración

23. El gráfico muestra datos del espectrógrafo de masa de 5 de los 8 isótopos naturales del cadmio.

Determinar la diferencia aproximada de masas en gramo entre el isótopo liviano y pesado.



A) $6,64 \times 10^{-24}$ B) $1,66 \times 10^{24}$ C) $1,66 \times 10^{-23}$
D) $3,32 \times 10^{-23}$ E) $1,26 \times 10^{-26}$

24. En base a la siguiente tabla, calcular la masa atómica promedio del litio.

Isótopo	Masa atómica	% abundancia
$^{6}_{3}Li$	6,0167 u	7,4%
$^{7}_{3}Li$	7,0179 u	92,6%

A) 6,926 u B) 6,944 u C) 7,002 u D) 6,900 u E) 6,5173 u

25. Un mineral contiene óxido cálcico al 83,33% de pureza y a partir de ella se obtiene $3,011 \times 10^{24}$ átomos de carbono con un rendimiento del 80% en la producción del carbonato cálcico. ¿Cuál es el peso del mineral?

A) 160 g B) 320 g C) 420 g
D) 350 g E) 280 g

26. ¿Qué peso de $Al_2(SO_4)_3$ con 20% de impurezas contiene la misma cantidad de azufre que 200 g de Na_2SO_4 con 90% de riqueza? PA(u): Al = 27; Na = 23; S = 32.

A) 190,5 g B) 170,5 g C) 181,4 g
D) 191,6 g E) 180,7 g

27. Una mezcla de los compuestos $Al(OH)_3$ y $CaCO_3$ contiene 9,6 mol de unidades fórmula en conjunto y 64 mol de núcleos en conjunto. ¿Cuál es el porcentaje molar del catión trivalente en esta mezcla?

A) 12,5% B) 6,44% C) 20,24%
D) 5,06% E) 40,48%

28. Una mezcla de KBr y NaBr, pesa 0,56 g. Se trató con una solución de nitrato de plata; precipitando todo el bromo como bromuro de plata con una masa de 0,97. Determinar la composición ponderal de KBr en la muestra inicial. PA(u): Br = 80; Ag = 108; K = 39.

A) 55% B) 45% C) 60%
D) 40% E) 38%

29. Para mejorar el índice antidetonante de la gasolina se le añade plomo tetraetilo $Pb(C_2H_5)_4$; esta se prepara reaccionando una aleación de sodio y plomo con cloruro de etilo C_2H_5Cl. Si cierta cantidad de gasolina requirió 161,5 g de este aditivo, que se obtuvieron de 172,5 g de aleación, ¿qué porcentaje de plomo hallamos en dicha aleación?
Dato: PA(Pb) = 207 u.

A) 40% B) 45% C) 60%
D) 65% E) 70%

30. La aleación ferrovanadio contiene hierro cuya composición es 55%. ¿Qué masa de ferrovanadio es necesario añadir al acero de 200 kg de masa para aumentar la composición de vanadio en este desde 0,4 a 1,2%?

A) 3,56 g B) 3,56 lb C) 35,6 kg
D) 3,56 m E) 3,56 kg

31. ¿Cuántos gramos de azufre existen en 120.46×10^{22} moléculas de ácido sulfúrico (H_2SO_4)?
PA (S = 32; O = 16)

A) 16 B) 32 C) 64
D) 48 E) 95

32. ¿Cuántos gramos de ácido carbónico (H_2CO_3)se necesitan para obtener 8 mol-g de oxígeno?
PA (C = 12; H = 1)

A) 325,6 B) 330,6 C) 335,6
D) 342,6 E) 362,3

33. Indicar la muestra de menor número de átomos.
I. 85 g de peróxido de hidrógeno H_2O_2
II. 10 at-g de cobalto
III. 3 mol-g de ozono
PA (H = 1; O = 16; Co = 59)

A) I B) II C) III
D) IV E) Todas son iguales

34. Se tienen 5,5 mol-g de agua destilada. ¿Cuál es la masa en gramos?

A) 98 g B) 99 g C) 100 g
D) 101 g E) 102 g

35. En la Segunda Guerra Mundial, los alemanes arrojaron 33 kilos de gas fosgeno ($COCl_2$) venenoso. ¿Cuántos átomos de carbono estaban contenidos en dicho peso?

A) 2×10^{20} B) 2×10^{24} C) 3×10^{26}
D) 2×10^{22} E) 2×10^{26}

36. ¿Cuántos at-g de oxígeno hay en 0,12 mol de carbonato de sodio decahidratado?

A) 16 B) 13 C) 3,5
D) 1,56 E) 0,26

37. En 400 g de $CaCO_3$, ¿cuántos átomos de oxígeno existen? N_A: número de Avogadro

A) $12N_A$ B) $14N_A$ C) $16N_A$
D) $18N_A$ E) $24N_A$

38. ¿Cuántos átomos se tendrá en 500 g de $CaCO_3$?
PA (Ca = 40; C = 12; O = 16)

A) 90×10^{23} B) 100×10^{23} C) 120×10^{23}
D) 80×10^{23} E) 150×10^{23}

39. ¿Cuántos átomos gramos de oxígeno existen en 8 mol-g de ozono (O_3)?

A) 8 at-g B) 16 at-g C) 24 at-g
D) 32 at-g E) 40 at-g

40. Hallar el número de at-g de oxígeno que existen en 0,4 mol-g de carbonato de calcio.

A) 3 B) 1,2 C) 1,4
D) 4,2 E) 4,8

41. Se tiene 400 g de una barra de aluminio. ¿Cuántos átomos gramo de dicha sustancia existen?
PA (Al = 27)

A) 14,81 at-g B) 14,02 at-g C) 15,02 at-g
D) 18,75 at-g E) 14,71 at-g

42. ¿Qué sustancia presenta mayor masa molecular?
PA (H = 1; C = 12; N = 14; O = 16)

A) Anhídrido carbónico B) Ácido nítrico
C) Benceno D) Agua destilada
E) Gas de cocina

43. ¿Cuántos gramos de calcio existen en 22 moles de hidruro de calcio?

A) 850 g B) 780 g C) 860 g
D) 880 g E) 760 g

44. La cantidad de moles de átomos de hidrógeno presente en 19,6 gramos de ácido fosfórico.
PA (H = 1; P = 31; O = 16)

A) 1,4 B) 0,8 C) 1,6
D) 0,6 E) 0,4

45. ¿Cuántos neutrones habrá en 115 g de sodio, si su número atómico es 11 y su número de masa es 23?

A) $0,234 \times 10^{22}$ B) $1,3 \times 10^{24}$ C) $0,98 \times 10^{25}$
D) $3,6 \times 10^{25}$ E) $1,12 \times 10^{24}$

46. Se tiene una muestra de 52 mg de carbono. Indicar en forma aproximada la cantidad de protones presentes en dicha muestra.
Número atómico (C) = 6

A) $1,21 \times 10^{24}$ B) $1,15 \times 10^{15}$ C) $1,33 \times 10^{20}$
D) $1,45 \times 10^{21}$ E) $1,56 \times 10^{22}$

47. En una combustión completa se liberan 242 g de anhídrido carbónico. ¿Cuántos mol-g existen de dicha sustancia?

A) 5 mol B) 5,5 mol C) 6 mol
D) 6,5 mol E) 7 mol

48. ¿Cuántos átomos hay en 1 cm^3 de plomo cuya densidad es 11,3 g/cm^3?
PA (Pb = 207)
N_A: número de Avogadro

A) $5,45 \times 10^{-2} N_A$ B) $3,28 \times 10^{23}$ C) $207N_A$
D) $5,45N_A$ E) $0,545N_A$

49. Determinar la masa de azufre existente en 6,5 at-g de dicho elemento.
PA (S = 32)

A) 140 g B) 205 g C) 152 g
D) 208 g E) 192 g

50. ¿Cuántos átomos gramos existen en 84 g de carbono?
PA (C = 12)

A) 4 at-g B) 4,5 at-g C) 5,5 at-g
D) 7 at-g E) 7,5 at-g

51. ¿Cuántas moles de calcio hay en 10 gramos de Ca?

A) $2,5 \times 10^{-2}$ B) $2,5 \times 10^{-1}$ C) $2,5 \times 10^{2}$ D) $2,5 \times 10^{1}$ E) $2,5 \times 10^{3}$

52. Determinar el número de moles contenidos en una muestra de 216 g de aluminio.

A) 2 B) 5 C) 8
D) 10 E) 12

53. Determinar la cantidad de moles de plata presentes en una moneda de 54 g, que está formada por dicho elemento.

A) 0,1 B) 0,5 C) 0,8
D) 1 E) 1,5

54. ¿Cuál es la masa en gramos de $1,2 \times 10^{23}$ átomos de sodio?

A) 5,6 B) 2,6 C) 6,4
D) 4,6 E) 6,2

55. En 8 g de calcio, ¿cuántos átomos de calcio existen?

A) 6×10^{22} B) 12×10^{22} C) 6×10^{23}
D) 12×10^{23} E) 48×10^{23}

56. ¿Cuántos átomos de magnesio hay en 8 g de este elemento?

A) 2×10^{-23} B) $3,2 \times 10^{22}$ C) 2×10^{23}
D) $3,2 \times 10^{-22}$ E) $3,2 \times 10^{23}$

57. ¿Cuántas mol de moléculas están presentes en $12{,}046 \times 10^{24}$ moléculas de CO_2?

A) 2 B) 20 C) $4{,}4 \times 10^{-2}$
D) 454 E) 236

58. El número de moléculas presentes en 4 g de CH_4 es:

A) $1{,}5 \times 10^{23}$ B) 24×10^{23} C) 16×10^{29}
D) 6×10^{22} E) $4{,}8 \times 10^{21}$

59. ¿Qué volumen ocupan 13,2 gramos de CO_2 gaseoso, cuando se encuentran sometidos a condiciones normales (CN)?

A) 11,2 L B) 5,6 L C) 6,72 L
D) 22,4 L E) 4,48 L

60. Cuando 19,2 gramos de SO_2 se someten a CN, ocupa un volumen cuyo valor es:

A) 11,2 L B) 5,6 L C) 6,72 L
D) 22,4 L E) 4,48 L

61. En un balón que contiene 11,2 L de nitrógeno (N_2) sometidos a condiciones normales, el número de moléculas es:

A) N_A B) $2N_A$ C) $N_A/2$
D) $4N_A$ E) $5N_A$

62. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta menor masa molecular?

A) HNO_3 B) $Ca(OH)_2$ C) Na_2CO_3
D) Cl_2O_7 E) NH_3

63. Calcular la masa fórmula del $Na_2CO_3 10H_2O$

A) 286 B) 276 C) 268
D) 282 E) 278

64. ¿Cuál es la masa en gramos de 4 moles de cobre?

A) $2{,}54 \times 10^{1}$ B) $2{,}54 \times 10^{2}$ C) $2{,}54 \times 10^{-2}$
D) $2{,}54 \times 10^{-3}$ E) $2{,}54 \times 10^{3}$

65. Se tiene un trozo de hierro que contiene 40 moles del metal. Determinar, en kilogramos, la cantidad de Fe presente en el trozo metálico.

A) 1,45 kg B) 1 kg C) 2,24 kg
D) 5,25 kg E) 4,25 kg

66. La masa en gramos de 4 moles de Na_2CO_3 es:

A) 320 B) 318 C) 212
D) 848 E) 424

67. La masa en gramos de 0,5 moles de $MgCl_2$ es:

A) 59,5 B) 11,9 C) 119
D) 47,5 E) 95

68. La cantidad de materia, en moles, que hay en 189 g de HNO_3 es:

A) 6 B) 2,5 C) 9
D) 3 E) 5

69. Se tiene una muestra de dióxido de carbono sólido (CO_2), llamado comúnmente hielo seco cuya masa es 352 g. Determinar el número de moles contenidos.

A) 2 B) 4 C) 8
D) 10 E) 12

70. El número de moles que hay en 35 g de $CaCO_3$ es:

A) $3{,}5 \times 10^{2}$ B) $3{,}5 \times 10^{-2}$ C) 3,5
D) $3{,}5 \times 10^{-1}$ E) $3{,}5 \times 10^{1}$

71. Un determinado elemento químico posee 3 isótopos cuyas masas atómicas están en progresión aritmética de razón 4 y sus porcentajes de abundancia aumentan en progresión aritmética de razón 2. Sabiendo que la masa atómica promedio es 40,14, determine el número de masa del isótopo intermedio.

A) 42 B) 41 C) 40
D) 39 E) 38

72. De las siguientes proposiciones, indicar cuántas son incorrectas.

I. La masa atómica del hidrógeno es 1 gramo.
II. Una mol de átomos de plata posee una masa de 108 g.
III. En 36 g de agua existen más moléculas que en 88 g de gas carbónico.
IV. En 360 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) existen $2N_A$ moléculas.
V. Un átomo de carbono posee una masa de 12 g.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

73. Se tiene 6,4 g de oxígeno que se emplean en la obtención de ácido nítrico. ¿Cuántos mililitros de dicho ácido se puede obtener si la densidad del ácido es 1,52 g/mL?

A) 4,91 B) 5,17 C) 5,53
D) 6,23 E) 6,31

74. Una mezcla de los compuestos de hidróxido de aluminio y carbonato de calcio contiene 9,6 mol de moléculas en conjunto y 64 mol de átomos. Determine el porcentaje molar de aluminio en dicha mezcla.

A) 12,5% B) 22,4% C) 20,2%
D) 83,3% E) 87,5%

75. Se tiene el gas J_2L_5; si una molécula de L_2 tiene una masa de $5{,}3 \times 10^{23}$ g y una molécula de J_2 tiene una masa de $1{,}18 \times 10^{-22}$ g, determine la masa molecular en g/mol-g de dicho gas.

A) 231 B) 151 C) 103
D) 302 E) 273

76. ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio contienen igual número de moléculas que 800 g de carbonato de calcio?

A) 695 g B) 860 g C) 345 g
D) 1056 g E) 1136 g

77. Indicar cuántas proposiciones son correctas:

I. 12 mol de moléculas de O_2 <> 18 mol–g O_2
II. 1 mol de electrones <> $54{,}809 \times 10^{-5}$ g
III. 19,20 g $HI_{(g)}$ <> 3,36 L a CN de $HI_{(g)}$
IV. 22,2 g de pirofosfato de magnesio contiene $0.1N_A$ átomos de magnesio.
V. Masa de una molécula: $\frac{\overline{M}}{N_A}$

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

78. La adrenalina $C_9H_{13}O_3N$ y la tiroxina $C_{15}H_{11}O_{14}NI_4$ son hormonas ampliamente utilizadas en medicina. Si se dispone 18,3 g de la primera y 77,7 de la segunda, determinar el número total de átomos.

A) $3{,}1N_A$ B) $6{,}1N_A$ C) $8{,}3N_A$
D) $3{,}8N_A$ E) $6{,}3N_A$

79. ¿En qué masa de ácido bórico hay el mismo número de protones de oxígeno que en 0,2 mol–g de peróxido de bario?

A) 6,27 g B) 8,27 g C) 3,18 g
D) 6,15 g E) 10,2 g

80. Indicar cuántas proposiciones son no incorrectas para una muestra de 930 g de fosfato de calcio.

I. 3 mol-g de fosfato de calcio.
II. 9 mol de iones de Ca^{+2}.
III. 6 mol de iones fosfato.
IV. $18{,}069 \times 10^{23}$ unidades fórmulas del fosfato de calcio.
V. 62 g de fósforo.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

CLAVES

1. B	11. B	21. B	31. C	41. A	51. B	61. C	71. C
2. B	12. D	22. B	32. B	42. C	52. C	62. E	72. C
3. B	13. B	23. A	33. C	43. D	53. B	63. A	73. C
4. D	14. C	24. B	34. B	44. D	54. D	64. B	74. E
5. D	15. C	25. C	35. E	45. D	55. B	65. C	75. B
6. C	16. B	26. E	36. D	46. E	56. C	66. E	76. E
7. A	17. A	27. A	37. A	47. B	57. B	67. D	77. D
8. D	18. E	28. D	38. E	48. A	58. A	68. D	78. E
9. A	19. B	29. C	39. B	49. D	59. C	69. C	79. B
10. A	20. B	30. E	40. B	50. D	60. C	70. D	80. D

Composición estequiométrica

capítulo 09

Louis Proust

Joseph Louis Proust (Angers, 26 de septiembre de 1754-Angers, 5 de julio de 1826) fue un farmacéutico, químico francés y uno de los fundadores de la Química moderna. Entre 1794 y 1804, Proust realizó numerosos experimentos en los que estudió la composición de diversos carbonatos de cobre, óxidos de estaño y sulfuros de hierro, descubriendo que la proporción en masa de cada uno de los componentes, por ejemplo, carbono, cobre y oxígeno en los carbonatos de cobre, se mantenía constante en el compuesto final y no adquiría ningún valor intermedio, independientemente de si era un carbonato natural o artificial, o de las condiciones iniciales de la síntesis. Así, dos compuestos diferirían entre sí en función de las proporciones de elementos básicos, sin apreciarse composiciones intermedias o mixtas.

Estas conclusiones lo llevaron a enunciar la Ley de las proporciones definidas o constantes, también conocida como la «ley de Proust», que se convirtió, junto a la Ley de conservación de la masa de Lavoisier y la Ley de las proporciones múltiples de Dalton, en el esqueleto de la química cuantitativa, la estequiometría química, y abrió el camino al concepto de compuesto químico y al establecimiento de la teoría atómica de Dalton. Con la ley de las proporciones definidas, Proust demostró que cada compuesto contiene sus elementos en unas proporciones fijas, independientemente del modo en que se prepare el compuesto.

Fuente: Wikipedia

Un compuesto puro presenta la característica general de que los distintos elementos que lo forman se encuentran en proporción fija y definida que viene dado por su fórmula.

$$\boxed{\%m_E = \frac{m_E}{\overline{M}}} \quad \ldots(\alpha)$$

Se toma como base 1 mol compuesto.
Nos expresa en forma de porcentaje, la proporción en masa de cada elemento componente de un compuesto.
Se puede determinar conociendo la fórmula y las masas atómicas de los componentes del compuesto.

Ejemplos:

1. Hallar la composición centesimal para el metano (CH_4). $\overline{A}r$: C = 12; H = 1

   Resolución:

   $$1\,mol\,CH_4 \begin{cases} C: 1\,mol\,átomos\,(C) = 12 \\ H: 4\,mol\,átomos\,(H) = \underline{4} \end{cases}$$
   $$\overline{M} \longrightarrow 16$$
   $$\%C = \frac{m(C)}{\overline{M}}(100) = \frac{12}{16}(100) = 75\%$$
   $$\%H = \frac{m(H)}{\overline{M}}(100) = \frac{4}{16}(100) = 25\%$$

2. Hallar la composición centesimal del carbonato de calcio ($CaCO_3$). $\overline{A}r$: C = 12; O = 16; Ca = 40

   Resolución:

   $$1\,mol\,CaCO_3 \begin{cases} Ca = 1\,mol\,átomos\,(Ca) = 40 \\ C = 1\,mol\,átomos\,(C) = 12 \\ O = 4\,mol\,átomos\,(O) = \underline{48} \end{cases}$$
   $$\overline{M} \longrightarrow 100$$
   $$\%Ca = \frac{40}{100}(100) = 40\%$$
   $$\%C = \frac{12}{100}(100) = 12\%$$
   $$\%O = \frac{48}{100}(100) = 48\%$$

3. El porcentaje en masa de cada elemento en el ácido sulfúrico (H_2SO_4).
   Dato: $\overline{A}r_{(S)} = 32$; $\overline{A}r_{(O)} = 16$.

   Resolución:

   $$1\,mol - g\,H_2SO_4 \begin{cases} H: 2\,mol\,átomos\,(H) = 2 \\ S: 1\,mol\,átomos\,(S) = 32 \\ O: 4\,mol\,átomos\,(O) = \underline{64} \end{cases}$$
   $$\overline{M} \longrightarrow 98$$
   $$\%H = \frac{2}{98}(100) = 2{,}05\%$$
   $$\%S = \frac{32}{98}(100) = 32{,}65\%$$
   $$\%O = \frac{64}{98}(100) = 65{,}30\%$$

4. El cromato de potasio cristaliza en forma de hidrato, $Na_2CrO_4 X\,H_2O$. Si los cristales contienen 15,2% de cromo, ¿cuál es el valor de X? $\overline{A}r$(Cr = 52; Na = 23; O = 16)

   Resolución:

   Sea la fórmula: $Na_2CrO_4 \,.\, X\,H_2O$
   $M = 46 + 52 + 64 + 18X = 162 + 18X$
   $$\%Cr = \frac{52}{162 + 18x}(100) = 15{,}2 \quad \therefore X = 10$$

◀ FÓRMULA EMPÍRICA (FE)

Es la forma más simplificada de escribir un compuesto y nos indica el número relativo de átomos que forman dicho componente.

◀ FÓRMULA MOLECULAR (FM)

Es la verdadera forma de escribir un compuesto, nos indica el número real de átomos que lo forma.

Compuesto	FM	FE
Acetileno	C_2H_2	CH
Benceno	C_6H_6	CH
Agua	H_2O	H_2O
Glucosa	$C_6H_{12}O_6$	CH_2O
Agua oxigenada	H_2O_2	HO
Etileno	C_2H_4	C_{H2}

Las FM son múltiplos enteros de la FE

$$\therefore \boxed{FM = (FE)_n} \quad \ldots(\beta) \quad n = 1; 2; 3 \ldots$$

Método para determinar FE y FM.

Conociendo la composición centesimal:

a. Se asume 100 g del compuesto y se determina el número de mol de átomos de cada elemento.

$$\boxed{n.^\circ\ mol\ átomos = \frac{m}{\overline{A}r}}$$

b. Como los números de mol de átomos deben ser enteros, a los valores obtenidos se les divide entre el menor valor de todos y si todavía no resultara un entero, se les multiplicará por un mínimo factor.

   Ejemplo:

   0,5(2) = 1 $\qquad$ $1,\hat{3} = \frac{4}{3}(3) = 4$
   1,5(2) = 3

c. Teniendo los números de mol de átomos en enteros, se elabora la fórmula empírica (FE).

d. Para hallar la fórmula molecular (FM) se debe tener el dato de su masa molecular ($\overline{M}$) y luego hallar n

   Aplicación:
   Para el compuesto mostrado (NH_2) se encuentra un $\overline{M} = 32$. ¿Cuál es su fórmula molecular?

   Resolución:

   $FM = (FE)_n$
   $FM = (NH_2)_n$ $\qquad$ dato: $\overline{M} = 32$
   $(14 + 2)n = 32 \Rightarrow n = 2$

Ejemplos:

1. Cierto óxido de plomo contiene 9,343% de oxígeno. Determinar su fórmula molecular, sabiendo que $6,023 \times 10^{21}$ moléculas tienen una masa de 6,85 g.

Resolución:

Óxido: Pb_xO_y

		%	$\overline{Ar}$	n.° mol átomos	÷ menor	Por un factor (a entero)
Pb	x	90,657	207	$\frac{90,657}{207} = 0,438$	$\frac{0,438}{0,438} = 1$	1(3) = 3
O	y	9,343	16	$\frac{9,343}{16} = 0,584$	$\frac{0,584}{0,438} = \frac{4}{3}$	$\frac{4}{3}(3) = 4$

100,0%

FE: Pb_3O_4

Hallando: $\overline{M}_{óxido}$

$$n = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{n.° \text{ moléculas}}{6,023 \times 10^{23}}$$

$$\overline{M}_c = m\,\frac{6,023 \times 10^{23}}{\text{moléc.}} = 6,85\left(\frac{6,023 \times 10^{23}}{6,023 \times 10^{21}}\right)$$

$M_{óxido} = 685$

$FM = (Pb_3O_4)_n \quad ...(\alpha)$

$207(3) + 16(4)n = 685 \Rightarrow n = 1$

En (α): $FM = Pb_3O_4$

2. La composición estequiométrica de un hidrocarburo gaseoso es 82,76% de C y 17,24% de H. Hallar su FM si 1 L del gas en condiciones normales tiene una masa de 2,59 g.

Resolución:

FE: C_xH_y

Asumiendo una base de 100 g de la muestra:

	m(g)	$\overline{Ar}$	n.° mol de átomos m/$\overline{Ar}$	÷ menor	Por un factor
C	82.76	12	82,76/12 = 6,89	$\frac{6,89}{6,89} = 1$	1(2) = 2
H	17,24	1	17,24/1 = 17,24	$\frac{17,24}{6,89} = 2,5$	2,5(2) = 5

$FE = C_2H_5$ $\qquad$ $\overline{M}_E = 29$

De: $\frac{m}{\overline{M}} = \frac{V_g}{V_m}$

$$M_C = \frac{mV_m}{V_g} = 2,59\left(\frac{22,4}{1}\right) = 58$$

$FM = (C_2H_5)_n \qquad ...(\alpha)$

$(24 + 5)n = 58 \Rightarrow n = 2$

En (α): $FM = (C_2H_5)_2 = C_4H_{10}$

3. Un análisis químico de un hidrocarburo gaseoso determinó 92,31% de carbono. Una masa de 1,17 g de este gas encerrado en un recipiente de 298 mL a 25 °C ejerce una presión de 1,23 atm. ¿Cuál es la fórmula molecular del gas? $\overline{Ar}$: C = 12; O = 16

Resolución:

Hidrocarburo: C_xH_y (base 100 g) $\begin{cases} C = 92,31 \text{ g} \\ H = 7,69 \text{ g} \end{cases}$

$$\text{n.° mol átomos (C)} = \frac{92,31}{12} = 7,69 \left\{ \frac{7,69}{7,69} = 1 \right.$$

$$\text{n.° mol átomos (H)} = \frac{7,69}{1} = 7,69 \left\{ \frac{7,69}{7,69} = 1 \right.$$

$Fe = C_1H_1$

Gas: m = 1,17 g $\qquad$ P = 1,23 atm

V = 0,298 L

T = 25 °C = 298 K

Aplicando ec. universal: $\left(PV = \frac{m}{\overline{M}}RT\right)$

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{1,17(0,082)(298)}{1,23(0,298)} = 78$$

De: $FM = (CH)_n = \overline{M} = 78$

$(12 + 1)n = 78 \Rightarrow n = 6$

$\therefore FM = C_6H_6$

4. El ferroceno es un compuesto que contiene Fe,C y H. La molécula tiene un átomo de Fe e igual número de átomos de C y H. Se encontró que una muestra de ferroceno contiene $5,0 \times 10^{-2}$ moles de Fe y $5,0 \times 10^{-1}$ moles de C. ¿Cuál es la masa de la muestra tomada y su fórmula molecular?
$\overline{Ar}$: (Fe = 56; O = 16; C = 12)

Resolución:

Por dato: C_aFeH_a

Hallamos a: $\frac{\text{moles C}}{\text{mol Fe}} = \frac{5,0 \times 10^{-1}}{5,0 \times 10^{-2}} = \frac{10}{1}$

$\frac{a}{1} = \frac{10}{1} \Rightarrow a = 10 \quad \therefore FM = C_{10}FeH_{10}$

$m_M = 5 \times 10^{-2}(56) + 5 \times 10^{-1}(12) + 5 \times 10^{-1}(1)$

$\therefore m_M = 9,3 \text{ g}$

5. En la combustión completa de un hidrocarburo formada por C y H únicamente, se han obtenido 11 g CO_2 y 4,5 g H_2O. Además, dicho hidrocarburo se difunde molecularmente en tiempos iguales con el H cumpliéndose que: $\frac{n_{H_2}}{n_{gas}} = 5,3$

Determinar la FM del hidrocarburo:

Resolución:

FE: $C_x H_y$

Combustión: $CO_2 = 11$ g

$m_{(C)} = 11\left(\frac{12}{44}\right) = 3$ g

H_2O: 4,5 g

$m_{(H)} = 4{,}5(\frac{2}{18}) = 0{,}5$ g

Hallamos FE:

C: $\frac{3}{12} = 0{,}25$ $\left\{ \frac{0{,}25}{0{,}25} = 1 \right.$

H: $\frac{0{,}5}{1} = 0{,}5$ $\left\{ \frac{0{,}5}{0{,}25} = 2 \right.$

$\Rightarrow$ FE = CH_2

Hallando el $\overline{M}_{gas}$:

Por Graham: $\frac{\overline{V}_1}{\overline{V}_2} = \frac{n_1}{n_2} = \sqrt{\frac{\overline{M}_2}{\overline{M}_1}}$

$\Rightarrow \frac{n_{H_2}}{n_{gas}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{gas}}{2}} = 5{,}3 \Rightarrow \overline{M}_{gas} = 56$

De: FM = $(CH_2)_n$

$\Rightarrow (12 + 2)n = 56 \Rightarrow n = 4 \quad \therefore$ FM = C_4H_8

6. Un compuesto gaseoso contiene 85,8% de C y 14,2% de H. En una mezcla de masas iguales del compuesto y metano, ejerce una presión de 1450 mmHg; siendo la P_{CH_4} = 1050 mmHg, determinar la fórmula molecular del compuesto gaseoso.

Resolución

HC $\begin{cases} 85{,}8\%\ C \\ 14{,}2\%\ H \end{cases}$

Hallando FE: Base 100 g

C: $\frac{85{,}8}{12} = 7{,}15$ $\left\{ \frac{7{,}15}{7{,}15} = 1 \right.$

H: $\frac{14{,}3}{1} = 14{,}3$ $\left\{ \frac{14{,}3}{7{,}15} = 2 \right.$

FE: CH_2

Cálculo de la $\overline{M}_{HC}$:

Dato:

$\begin{matrix} HC \\ CH_4 \end{matrix} \longrightarrow \begin{matrix} m \\ m \end{matrix}$ $\quad Pi = \frac{n_i}{n_T} P_T \quad \ldots(\alpha)$

P_T = 1450 mmHg

Por Dalton: $P_T = P_{CH_4} + P_{HC}$

P_{HC} = 1450 − 1050 = 400 mmHg

De la ec. (α):

$P_{CH_4} = \frac{\frac{m}{16}}{n_T} P_T \qquad P_{HC} = \frac{\frac{m}{\overline{M}_{HC}}}{n_T} P_T$

Relacionando:

$\frac{P_{CH_4}}{P_{HC}} = \frac{\overline{M}_{HC}}{16} \Rightarrow \overline{M}_{HC} = \frac{1050}{400}(16)$

$\overline{M}_{HC} = 42$; FM = $(CH_2)_n$

$\Rightarrow (12 + 2)n = 42 \Rightarrow n = 3 \quad \therefore$ FM = $(CH_2)_3 = C_3H_6$

7. Cuando se quemó 0,21 g de un compuesto que contenía solo H y C, se recobró 0,66 g de CO_2. La determinación de la densidad de este hidrocarburo dio un valor de 1,87 g/L a CN. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

Resolución:

Reacción de combustión completa:

$\underbrace{C_xH_y}_{0{,}21\ g} + O_2 \longrightarrow \underbrace{CO_2}_{0{,}66\ g} + H_2O$

$m_C = 0{,}66(\frac{12}{44}) = 0{,}18$ g (C)

$m_H = m_{HC} - m_C = 0{,}21 - 0{,}18 = 0{,}03$ g

$\Rightarrow$ FE = C_xH_y

C: $\frac{0{,}18}{12} = 0{,}015$ $\qquad \frac{0{,}015}{0{,}015} = 1$

H: $\frac{0{,}03}{1} = 0{,}03$ $\qquad \frac{0{,}03}{0{,}015} = 2$

$\Rightarrow$ FE = CH_2

Hallando $\overline{M}$c: ρ = 1,87 g/L

$n = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{V_g}{V_m} \Rightarrow P_{gas} = \frac{\overline{M}}{V_m}$

$\overline{M}_{gas} = P_{gas}V_m = 1{,}87(22{,}4) = 42 \Rightarrow$ FM = $(CH_2)_n$

$(12 + 2)n = 42 \Rightarrow n = 3 \quad \therefore$ FM = $(CH_2)_3 = C_3H_6$

8. Si se conoce que 2,73 g de un óxido de vanadio contiene 1,53 g del metal, determinar el estado de oxidación del vanadio en el óxido.

$\overline{A}r$: V = 51

Resolución:

El óxido: V_xO_y

$m_{óxido} = 2{,}73\ g \Rightarrow m_o = 1{,}2\ g \Rightarrow m_v = 1{,}53\ g$

Cálculo de la FE:

$x = \frac{1{,}53}{51} = 0{,}03 \qquad \frac{0{,}03}{0{,}03} = 1 \qquad 1(2) = 2$

$y = \frac{1{,}2}{16} = 0{,}075 \qquad \frac{0{,}075}{0{,}03} = 2{,}5 \qquad 2{,}5(2) = 5$

$\Rightarrow$ Óxido: $V_2O_5 \quad \therefore$ EO(V) 5+

9. Se tiene 40% en masa de x en el compuesto xCO_3. ¿Cuál será el % x en masa en $x(NO_2)_2$?

$\overline{A}r$: C = 12; N = 14 ; O = 16

Resolución:

% x = 40% ——— x CO_3 $\quad \ldots(\alpha)$

% x ——— x $(NO_2)_2$ $\quad \ldots(\beta)$

De (α): $40 = \frac{\overline{A}r_{(x)}}{\overline{A}r_{(x)} + 60}(100)$

Resolviendo: $\overline{A}r_{(x)} = 40$

De (β): % x = $\frac{\overline{A}r_{(x)}}{\overline{A}r_{(x)} + 92}(100) = \frac{40}{40 + 92}(100)$

$\therefore$ x = 30,3%

10. La fórmula empírica de un compuesto de $Na_2SO_4 . xH_2O$. Si al calentar 15 g de este, se obtiene 7,95 g del compuesto anhidro, el valor de x en la fórmula empírica será: $\overline{A}r$ (Na = 23; S = 32; O = 16).

Resolución:

$$\text{Sal hidratada} \xrightarrow{\Delta} \text{sal anhidra} + \text{agua}$$

$$\underbrace{Na_2SO_4 \cdot xH_2O}_{15\ g} \xrightarrow{\Delta} \underbrace{Na_2SO_4}_{7,95\ g} + \underbrace{xH_2O}_{7,05\ g}$$

$$\Rightarrow \underbrace{1\ \text{mol-g}\ Na_2SO_4}_{142\ g} \longrightarrow \underbrace{x\ \text{mol-g}\ H_2O}_{18x}$$

$$7,95\ g \quad \text{——} \quad 7,05\ g$$

$$\Rightarrow \frac{142}{7,95} = \frac{18x}{7,05} \quad \therefore x = 7$$

PROBLEMAS RESUELTOS

1. ¿Qué volumen de O_2, a condiciones normales, se requiere para la combustión completa de 5 L de C_2H_6 a condiciones normales?

Resolución:

Sea la reacción de combustión:

$$\underbrace{C_2H_6}_{1\ V} + \underbrace{\frac{7}{2}O_2}_{\frac{7}{2}V} \Rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

$$5\ L \text{ —— } V_{O_2} \Rightarrow V_{O_2} = 5\ L\frac{7V/2}{1V} \quad \therefore V_{O_2} = 17,5\ L$$

2. El anhídrido ftálico se produce por oxidación controlada del naftaleno de acuerdo a la ecuación (sin balancear): $C_{10}H_8 + O_2 \longrightarrow C_8H_4O_3 + CO_2 + H_2O$. Si la reacción tiene una eficiencia del 70%, determinar la cantidad de anhídrido que se produce por oxidación de 50 kg de naftaleno.

PA:	C	H	O
	12	1	16

Resolución:

Balanceando la ecuación:

$$\underbrace{2C_{10}H_8}_{2(128\ kg)} + 9O_2 \longrightarrow \underbrace{2C_8H_4O_3}_{2(148\ kg)} + 4CO_2 + 4H_2O$$

$$50\ kg \text{ —— } m$$

$$\Rightarrow m = \frac{50}{2(128)}(2)(148) = 57,81\ kg$$

Como la eficiencia es del 70%:

$$\therefore m_{real} = \frac{70}{100}(57,81) = 40,46\ kg$$

3. Con 100 g de nitrógeno y 50 g de hidrógeno. ¿Cuántos g de amoniaco se produce?

$$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons NH_{3(g)}$$

Resolución:

Balanceando y analizando la ecuación:

$$\underbrace{N_2}_{28\ g} + \underbrace{3H_2}_{3(2)\ g} \longrightarrow \underbrace{2NH_3}_{2(17\ g)}$$

$$100\ g \quad \underbrace{50\ g}_{\text{exceso}} \quad m$$

$$\Rightarrow 28\ g\ N_2 \text{ —— } 2(17)\ g\ NH_3$$

$$100\ g\ N_2 \text{ —— } m$$

$$\therefore m = \frac{100}{28}(2)(17) = 121,4\ g$$

4. En un recipiente cerrado se mezcla 24 g de hidrógeno (gaseoso) con 16 g de oxígeno (gaseoso) para formar agua. ¿Cuál y que cantidad en g de los componentes está en exceso?. PA: H = 1; O = 16.

Resolución:

Sea la ecuación: $\underbrace{2H_2}_{2(2g)} + O_2 \longrightarrow 2H_2O$

$$\underbrace{24\ g}_{\text{exceso}} \quad 32\ g \quad 16\ g$$

Hallando la m_{H_2} necesaria para la reacción:

$$m_{H_2} = \frac{16}{32}(2)(2) = 2\ g$$

Entonces: $m_{exceso} = 24\ g - 2\ g = 22\ g$

5. ¿Qué volumen de una solución de HNO_3 al 80% en masa y densidad 0,8 g/cm³ se requieren para obtener 224 L de gas NO según:

$HNO_3 + H_2S \longrightarrow S + NO + 4H_2O$

Resolución:

Balanceando por rédox la ecuación:

$$2HNO_3 + 3H_2S \longrightarrow 3S + 2NO + H_2O$$

(+5) (−2) (0) (+2)

(gana $3e^-$).2

(pierde $2e^-$)3

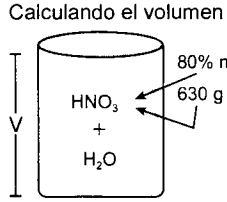
Hallando la masa de HNO_3:

$$\underbrace{2\ \text{mol-g}\ HNO_3}_{2(63\ g)\ HNO_3} \longrightarrow \underbrace{2\ \text{mol-g}\ NO}_{2(22,4\ L)}$$

$$m \text{ —— } 224\ L$$

$$\Rightarrow m = \frac{224}{2(22,4)}(2)(63) = 630\ g$$

Calculando el volumen de solución:



$$630 \text{ —— } 80\%$$

$$m_{(sol.)} \text{ —— } 100\%$$

$$\Rightarrow m_{(sol.)} = \frac{100\%}{80\%}(630) \Rightarrow m_{(sol.)} = 787,5\ g$$

$$D_{(sol.)} = 0,8\ g/cm^3 \Rightarrow D_{(sol.)} = 0,8\ g/cm^3 = \frac{787,5}{V_{(sol.)}}$$

$$\therefore V_{(sol.)} = 984,37\ cm^3$$

6. ¿Cuántas toneladas de hierro pueden obtenerse en la reducción de 5 toneladas del mineral hematita (óxido férrico)? Masas atómicas: Fe = 56; O = 16

Resolución:

Si a un óxido metálico se le somete a la acción de un reducto (C, CO, H^2, Al, ...) este capta la totalidad de oxígenos del óxido, quedando reducido a metal.

$\Rightarrow \underbrace{Fe_2O_3} + 3CO \rightarrow \underline{2Fe} + 3CO_2$

1 mol-ton → 160 ton ——— 5 ton

2 at-ton → 2(56 ton) ——— m

$\therefore m = \frac{5}{160}(2)(56) = 3{,}5 \text{ ton}$

7. Para una combustión completa de 20 g de CH_3OH se necesitan las siguientes cantidades de oxígeno. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Resolución:

Sea la reacción de combustión.

$\underbrace{2CH_3OH} + \underline{3O_2} \longrightarrow 2CO_2 + 4H_2O$

2(32) g ——— 3(32) g

20 g ——— m

$\Rightarrow m = \frac{20}{2(32)}(3)(32) \quad \therefore m = 30 \text{ g}$

8. Para la obtención de hidrógeno gaseoso, se hizo reacciones 97,5 g de cinc metálico con 91,25 g de ácido clorhídrico (HCl). Determinar la masa de hidrógeno obtenido (en gramos).

$Zn_{(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$

Ar: Zn = 65; H = 1; Cl = 35,5

Resolución:

Para obtener gas hidrógeno (H_2) se emplea las muestras:

Zn (PA = 65); M = 97,5 g

$\text{n.° moles} = \frac{M}{PA} = \frac{97{,}5}{65} = 1{,}5$

HCl ($\overline{M}$ = 36,5); M = 91,25 g

$\text{n.° moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{91{,}25}{36{,}5} = 2{,}5$

De acuerdo al proceso:

$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

(1mol) – (2 mol) – (1mol) – (1mol)

1,5 mol – 2.5 mol ——— n

reactivo limitante

Luego, las moles de H_2 obtenido:

$n = \frac{2{,}5(1)}{2} = 1{,}25 \Rightarrow m_{H_2} = 1{,}25(2)$

$\therefore m = 2{,}5 \text{ g } H_2$

9. Dos elementos gaseosos A_2 y B_2, se combinan para formar dos compuestos X e Y también gaseosos. Si medimos todos los volúmenes en condiciones de Avogadro, se encuentra que 2 L de A_2 reaccionan con 1 L de B_2 para formar 2 L de X; mientras que 2 L de A_2 reaccionan con 3 L de B_2 para formar 2 L de Y. Deducir las fórmulas moleculares más sencillas de X e Y.

Resolución:

Los gases A_2 y B_2 forman los compuestos X e Y según:

$2A_2 + B_2 \longrightarrow 2X$

2 L ——— 1 L ——— 2 L (datos)

relación de coeficientes

$\therefore X \approx A_2B$

$2A_2 + B_2 \longrightarrow 2A_2B$

$-2A_2 + 3B_2 \longrightarrow 2Y$

2 L ——— 3 L ——— 2 L (datos)

$\therefore Y \approx A_2B_3$

$2A_2 + 3B_2 \longrightarrow 2A_2B_3$

Luego las fórmulas moleculares de X e Y son: A_2B y A_2B_3

10. ¿Cuántos g de nitrato de calcio se obtiene por la reacción de 18,9 g de ácido nítrico con 7,4 g de hidróxido de calcio?

$HNO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$

Ar: N = 14; O = 16; Ca = 40; H = 1

Resolución:

Se emplean las muestras:

$-HNO_3$ ($\overline{M}$ = 63); M = 18,9 g

$\text{n.° moles} = \frac{18{,}9}{63} = 0.3$

$-Ca(OH)_2$ ($\overline{M}$ = 74); M = 7,4 g

$\text{n.° moles} = \frac{7{,}4}{74} = 0{,}1$

Para la reacción:

$2HO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$

(2 mol) ——— (1 mol) ——— (1 mol)

0,3 mol ——— 0,1 mol ——— n (datos)

reactivo limitante

Luego, las moles de $Ca(NO_3)_2$; ($\overline{M}$ = 164) obtenido es:

$n = \frac{0{,}1(1)}{1} = 0{,}1$

$\Rightarrow m = 0{,}1(164) \quad \therefore m = 16{,}4 \text{ g}$

11. Al quemar 20 mol de gasolina (C_8H_{18}) con suficiente oxígeno se obtiene 3,136 m^3 de CO_2 medidos en condiciones normales. ¿Cuál es el rendimiento de esta combustión?

Resolución:

Se lleva a cabo la combustión completa de 20 mol de C_8H_{18} (gasolina).

$$C_8H_{18} + \frac{25}{2}O_2 \longrightarrow 8CO_2 + 9H_2O$$

1 mol ____ 8 mol (ecuación)
20 mol ____ n (dato)

$$\therefore n_{CO_2} = \frac{20(8)}{1} = 160$$

Lo cual a condiciones normales, ocupa un volumen de:

$V_{CO_2} = 160(22,4)$
$V_{CO_2} = 3584$ L
$V_{CO_2} = 3,584$ m^3 (teórico)

Nos dicen que el volumen de CO_2 real obtenido es $V_{CO_2} = 3,136$ m^3. Luego, el rendimiento es:

$$\% \text{ rend.} = \frac{V_{real}}{V_{teórico}}(100)$$

$$\therefore \% \text{ rend.} = \frac{3,136}{3,584}(100) = 87,5$$

12. La composición centesimal de la acetona es 62,07% de carbono, 10,34% de hidrógeno y 27,59% de oxígeno. Si la masa de una molécula de acetona es $9,63 \times 10^{-23}$ g. Determinar la fórmula molecular de la acetona.

Resolución:

Composición centesimal de la acetona:
C: 62,07%; H : 10,34%; O : 27,59 %
Asumimos 100 g de muestra y hallamos las moles de cada elemento:

$$\text{n.° moles C} = \frac{62,07}{12} = 5,17$$

$$\text{n.° moles H} = \frac{10,34}{1} = 10,34$$

$$\text{n.° moles O} = \frac{27,59}{16} = 1,72$$

Dividimos a todos entre 1,72 y tenemos:
C(3); H(6); O(1)

$\therefore$ FE: C_3H_6O $(\overline{M} = 58)$

Además, una molécula de este compuesto puesto posee una a masa de:

1 molec. ____ $9,63 \times 10^{-23}$ g
$6,02 \times 10^{23}$ molec. ____ $(\overline{M})$ g

$$\therefore \overline{M}_{FM} = 58$$

Luego: FE = FM: C_3H_6O

13. Un óxido de nitrógeno gaseoso contiene 36,84% en masa de nitrógeno. Si 250 mL de este gas a condiciones normales tiene una masa de 0,848 g. Hallar la fórmula molecular (FM) del óxido.

$\overline{A}r$: N = 14; O = 16

Resolución

Cierto óxido gaseoso del nitrógeno posee la composición siguiente:
N: 36,84% (dato)
O: 63,16% (restado de 100)
Asumimos 100 g de óxido y hallamos las moles de cada elemento:

$$\text{n.° moles N} = \frac{36,84}{14} = 2,63$$

$$\text{n.° moles O} = \frac{63,16}{16} = 3,95$$

Dividimos a ambos por 2,63 y los multiplicamos por 2, tenemos: $N_{(2)}O_{(3)}$

$\therefore$ FE: N_2O_3 $(\overline{M} = 76)$

Además 250 mL (0,25 L) a CN de este gas posee una masa de 0,848 g

0,25 L ____ 0,848 g
22,4 L ____ $(\overline{M})$ g

$$\therefore \overline{M}_{FM} = 76$$

Luego: FE = FM: N_2O_3

14. Se investiga un ácido orgánico diprótico. Si 2,08 g del ácido por combustión completa produce 2,64 g CO_2 y 0,72 g H_2O. Al calcinar 12,72 g de una sal que contiene 2 átomos de plata se obtiene un residuo de 8,64 g de plata metálica. Hallar la fórmula del ácido dicarboxílico. $\overline{A}r$: Ag = 108

Resolución:

Por combustión 2,08 g de cierto ácido orgánico diprótico, produce:

2,64 g CO_2 $(\overline{M} = 44)$
$\Rightarrow M_C = 2,64(12/44) \Rightarrow M_C = 0.72$ g

0,72 g H_2O $(\overline{M} = 18)$
$\Rightarrow M_H = 0,72(2/18) \Rightarrow M_H = 0,08$ g

La masa de oxígeno (ya que todo ácido orgánico es ternario: C, H, O) lo hallamos por diferencia.
$M_o = 2,08$ g $- 0,72$ g $- 0,08$ g
$M_o = 1,28$ g

Hallamos las moles de cada elemento:

$$\text{n.° moles C} = \frac{0,72}{12} = 0,06 \rightarrow 3$$

$$\text{n.° moles H} = \frac{0,08}{1} = 0,08 \rightarrow 4$$

$$\text{n.° moles O} = \frac{1,28}{16} = 0,08 \rightarrow 4$$

$\therefore$ FE = $C_3H_4O_4$

Como es un ácido diprótico (posee 2H liberables):
HOOC — CH_2 — COOH

15. La composición centesimal de un hidrocarburo reporta 85,7% C. Sabiendo que una molécula del correspondiente hidrocarburo tiene una masa de $4,65 \times 10^{-23}$ g, determinar su fórmula molecular.

Resolución:

La composición centesimal de cierto hidrocarburo es:
C: 85,7%; H: 14,3%
Asumimos 100 g de muestra y hallamos las moles de cada elemento:

n.° moles C $= \frac{85,7}{12} = 7,14 \rightarrow 1$

n.° moles H $= \frac{14,3}{1} = 14,3 \rightarrow 2$

$\Rightarrow$ FE: CH_2: $(\overline{M} = 14)$

Además, una molécula de este hidrocarburo posee una masa de:

1 molec. ——— $4,65 \times 10^{-23}$ g

$6,02 \times 10^{23}$ molec. ——— $(\overline{M})$ g

$\Rightarrow \overline{M}_{FM} = 28$

Luego: FM = 2FE: C_2H_4

16. ¿Cuántos gramos de un compuesto que contiene 52,17% de carbono deben quemarse para obtener 6,25 g de dióxido de carbono?

Resolución:

Hallando la masa de carbono presente en el CO_2:

$M(CO_2) = 12 + 2(16) = 44$

12 gC — 44 g CO_2

m_C — 6,25 g CO_2

$\Rightarrow m_C = \frac{12}{44}(6,25) = 1,7$ g

Entonces de los datos: 1,7 g C — 52,17%

$m_{Compuesto}$ — 100%

$\therefore m_{compuesto} = \frac{170\%}{52,17\%} = 3,267$ g

17. El hidrocarburo saturado C_nH_{2n-2} arde con un número de moles de oxígeno, ocho veces mayor que el suyo. Calcular el porcentaje en peso de hidrógeno que contiene el hidrocarburo en mención.

PA(C = 12; H = 1)

Resolución:

Haciendo la reacción de combustión y balanceando:

$C_nH_{2n-2} + 8O_2 \longrightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$

Entonces: $16 = 2n + n + 1 \Rightarrow n = 5$

Para el hidrocarburo: C_5H_{12}

$\Rightarrow \overline{M}(C_5H_{12}) = 5(12) + 12(1) = 72$

72 g — 100%

12 g — % m $\Rightarrow$ $\%m = \frac{12}{72}100\%$

$\therefore$ %m = 16,6%

18. Hallar la FE de un hidrocarburo que al ser quemado con oxígeno produce 16,92 g de CO_2 y 3,465 g de H_2O.

Resolución:

Hallando las masas de C y H que había en el hidrocarburo:

- $\overline{M}(CO_2) = 12 + 2(16) = 44$

  12 g C — 44 g CO_2

  m_C — 16,92 g CO_2 $\Rightarrow m_C = \frac{12}{44}(16,92)$

  $m_C = 4,615$ g

- $\overline{M}(H_2O) = 2(1) + 16 = 18$

  2 g H — 18 g H_2O

  m_H — 3,465 g H_2O $\Rightarrow m_H = \frac{2}{18}(3,465)$

  $m_H = 0,385$ g

Determinando la FE:

C: $\frac{4,615}{12} = 0,385 \Rightarrow \frac{0,385}{0,385} = 1$

H: $\frac{0,385}{1} = 0,385 \Rightarrow \frac{0,385}{0,385} = 1$

Por lo tanto, la fórmula es: CH

19. Al calentar 0,625 g de sulfato de magnesio hidratado se desprende toda su agua de hidratación la cual tiene una masa de 0,32 g. Hallar la fórmula del sulfato hidratado.

$\overline{M}(MgSO_4) = 120$; $\overline{M}(H_2O) = 18$

Resolución:

De los datos:

$\underbrace{MgSO_4}_{0,305\text{ g}} \cdot \underbrace{xH_2O}_{0,32\text{ g}} \Rightarrow \frac{120}{0,305} = \frac{x(18)}{0,32}$

$18x = 125,9 \Rightarrow x = 6,99 \approx 7$

0,625 g

Entonces, la fórmula es: $MgSO_4.7H_2O$

20. Un gramo de un compuesto de carbono de hidrógeno da por combustión 3,3 de CO_2 y 0,899 g de agua. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Resolución:

Hallando las masas de C y H que habían en el hidrocarburo:

- $\overline{M}(CO_2) = 12 + 2(16) = 44$

  12 g C — 44 g CO_2 $\Rightarrow m_C = \frac{12}{44}(3,3)$g

  m_C — 3,3 g CO_2

  $m_C = 0,9$ g

- $\overline{M}(H_2O) = 2(1) + 16 = 18$

  2 g H — 18 g H_2O $\Rightarrow m_H = \frac{2}{18}(0,899)$ g

  m_H — 0,899 g H_2O

  $m_H = 0,09988$ g

Entonces, hallando la FE:

C: $\frac{0,9}{12} = 0,075 \Rightarrow \frac{0,075}{0,075} = 1 \Rightarrow 1(3) = 3$

H: $\frac{0,09988}{1} = 0,0998 \Rightarrow \frac{0,09988}{0,075} = 1,33 \Rightarrow 1,33(3) \approx 4$

Por lo tanto, la fórmula es C_3H_4

21. ¿Cuál es la fórmula verdadera de un hidrocarburo cuya fórmula es C_nH_{2n+2} cuya densidad a CN es 2,12 g/L?

Resolución:

Hallando la $\overline{M}$: $D = \frac{\overline{M}}{V_m}$

$2,12\text{ g/L} = \frac{\overline{M}}{22,4\text{ L/mol}} \Rightarrow \overline{M} = 47,488$ g/mol

Entonces: $\overline{M}(C_nH_{2n+2}) = n(12) + (2n+2)(1) = 47,488$

$\Rightarrow 14n + 2 = 47,488 \Rightarrow n \approx 3$

Por lo tanto, la fórmula será: C_3H_8

22. Se halla en una muestra de cierta sustancia 0,27% de carbono y 0,73% de oxígeno. Determinar la FE y la verdadera formula si su peso molecular es 44.

Resolución:

Asumiendo 100 g: $m_C = 0,27$ g; $m_O = 0,73$ g

Calculando la FE:

C: $\frac{0,27}{12} = 0,0225 \Rightarrow \frac{0,0225}{0,0225} = 1$

O: $\frac{0,73}{16} = 0,045625 \Rightarrow \frac{0,045625}{0,0225} = 2$

La fórmula empírica es: $CO_2 \Rightarrow \overline{M} = 12 + 2(16) = 44$

Como la $\overline{M}$ de la FE es igual a la $\overline{M}$ de la FM, entonces la formula molecular es: CO_2

23. Se encontró que un compuesto gaseoso contiene 75% de carbono y 25% de hidrógeno, también se encontró que 22,4 L de gas a CN tiene una masa de 16 g. ¿Cuál es la fórmula empírica y fórmula verdadera?

Resolución:

Asumiendo 100 g: $m_C = 75$ g; $m_H = 25$ g
Calculando la FE:

C: $\frac{75}{12} = 6,25 \Rightarrow \frac{6,25}{6,25} = 1$

H: $\frac{25}{1} = 25 \Rightarrow \frac{25}{6,25} = 4$

La fórmula empírica es: $CH_4 \Rightarrow \overline{M} = 12 + 4(1) = 16$
Del dato: $\underbrace{22,4\text{ L gas}}_{1\text{mol}} \rightarrow 16$ g

Entonces las $\overline{M}$ coinciden, por lo tanto la formula molecular es: CH_4

24. Si se tiene 41% de impurezas de la sal de cocina, ¿qué cantidad de cloro se pueden obtener de 37 kg de la sal?

Resolución:

Sal de cocina $\Rightarrow \overline{M}(NaCl) = 23 + 35,5 = 58,5$ g
De los datos, hallamos la $m_{Sal\ pura}$:

$m_{Sal\ pura} = \frac{59}{100}(37) = 21,83$ kg $= 21\,830$ g

Entonces:
58,5 g NaCl — 35,5 g Cl
21830 g NaCl — m_{Cl}

$\therefore\ \%m_{Cl} = \frac{35,5}{58,5}(21\,830) = 13247,26$ g

25. Un gramo de estaño arde al aire dando 1,27 g de óxido. ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido? PA(Sn = 118,7)

Resolución:

Sn + $O_2 \longrightarrow$ oxido
1 g 1,27 g
Por simple diferencia el Sn se ha combinado con 0,27 g de O_2

Hallando la FE:

Sn: $\frac{1}{118,7} = 0,0084 \Rightarrow 0,0084/0,0084 = 1$

O: $\frac{0,27}{16} = 0,016 \Rightarrow 0,016/0,0084 = 2$

Por lo tanto, la fórmula empírica es: SnO_2

26. En una base un metal M cuyo peso atómico es 51 el porcentaje de este es 60%. ¿Cuál es la fórmula del hidróxido?

Resolución:

$M(OH)_n$: %M = 60
Base: una mol de la base:

$\%M = \frac{51}{51 + 17n} = 60\% = \frac{3}{5}$

$255 = 153 + 51n$
$102 = 51n \Rightarrow n = 2$
Por lo tanto, la fórmula molecular es: $M(OH)_2$

27. ¿Cuál es la fórmula simplificada formada por 7 g de N_2 por cada gramo de H_2?

Resolución:

$N_2 + H_2 \longrightarrow \ldots$
7 g 1g

N: $\frac{7}{14} = 0,5 \Rightarrow 0,5/0.5 = 1$

H: $\frac{1}{1} = 1 \Rightarrow 1/0,5 = 2 \Rightarrow$ La fórmula es: NH_2

28. Calcular la relación de los porcentajes, de oxigeno e hidrógeno en los radicales sulfato y amonio.

Resolución:

Radical sulfato: SO_4^{-2}
Radical amonio: NH_4^{+1}
Analizando el SO_4^{-2}:

$\%O = \frac{64}{96}(100)\%$

Analizando el NH_4^{+1}:

$\%H = \frac{4}{18}(100)\%$

Finalmente:

$\frac{\%O}{\%H} = \frac{64/96}{4/18} = 3$

29. Una muestra de 10 g de mineral contiene 2,8 g de HgS ($\overline{M} = 232$). ¿Cuál es el porcentaje de Hg en el mineral? PA(Hg = 200; S = 32)

Resolución:

Tomando 1 mol de HgS:
232 g — 200 g Hg
2,8 g — m_{Hg}

$m_{Hg} = \frac{2,8(200)}{232} = 2,41$ g

% de Hg en el mineral:

$\%Hg = \frac{2,41}{10}(100) \quad \therefore\ \%Hg = 24,1\ \%$

30. El teflón tiene 29,6% de carbono y un 70,37% de flúor. Determinar su fórmula empírica. PA(C = 12; F = 19)

Resolución:

Teflón: C_xF_y < C = 29,6%; F = 70,37%

C: $\frac{29,6}{12} = 2,46 \Rightarrow 2,46/2,46 = 1 \Rightarrow 1(2) = 2$

F: $\frac{70,37}{19} = 3,7 \Rightarrow 3,7/2,46 = 1,5 \Rightarrow 1,5(2) = 3$

Entonces, la formula empírica es: C_2F_3

31. 5 g de óxido de plomo contienen: 4,533 g de plomo. ¿Cuál es la fórmula del óxido? PA (Pb = 207,2)

Resolución:

$Pb + O_2 \longrightarrow$ Oxido

4,533 g 5 g

$m_{O_2} = 5 - 4,533 = 0,467$ g

Cálculo de la fórmula:

Pb: $\frac{4,533}{207,2} = 0,02 \Rightarrow 0,02/0,02 = 1$

O: $\frac{0,467}{16} = 0,02 \Rightarrow 0,02/0,02 = 1$

Por lo tanto, la fórmula del óxido es: PbO

32. El análisis de un compuesto orgánico da la siguiente composición: 40% C; 6,71% H y 53,29% O
Si la suma de los subíndices de su fórmula molecular es 28, ¿Cuál es su fórmula molecular?

Resolución:

C = 40%; H = 6,71%; O = 53,29%

Tomamos 100 g del compuesto.

Hallamos la formula empírica (FE):

C: $\frac{40}{12} = 3,33 \Rightarrow 3,33/3,33 = 1$

H: $\frac{6,71}{1} = 6,71 \Rightarrow 6,71/3,33 = 2$

O: $\frac{53,29}{16} = 3,33 \Rightarrow 3,33/3,33 = 1$

$\Rightarrow$ FE: $CH_2O \Rightarrow \overline{M}_{FE} = 30$

La suma de los subíndices de la formula empírica es 4.

$K = \frac{28}{4} = 7$

Por lo tanto, la fórmula molecular es: $C_7H_{14}O_7$

33. ¿Cuál es la fórmula de un hidrocarburo que contiene 85,5% de C si el peso de una molécula del hidrocarburo es $2,09 \times 10^{-22}$ g?

Resolución:

Hidrocarburo < C = 85,5%; H = 14,5%

C: $\frac{85,5}{12} = 7,125 \Rightarrow 7,125/7,125 = 1$

H: $\frac{14,5}{1} = 14,5 \Rightarrow 14,5/7,125 = 2$

$\Rightarrow$ FE: $CH_2 \Rightarrow \overline{M}_{FE} = 14$

$$m_{molecula} = \frac{\overline{M}_{FM}}{6,023 \times 10^{23}}$$

$\overline{M}_{FM} = 6,023 \times 10^{23}(2,09 \times 10^{-22}) \Rightarrow \overline{M}_{FM} = 126$

Calculando k:

$K = \frac{126}{14} = 9$

Por lo tanto, la fórmula empírica es: C_9H_{18}

34. El porcentaje de X en el compuesto XCO_3 es de 40%. ¿Cuál es el porcentaje de X en el compuesto $X(NO_2)_2$?

Resolución:

$XCO_3 \Rightarrow X = 40\%$

Sea x_O el peso atómico de X. Si tomamos 1 mol del XCO_3, entonces:

$$\%X = \frac{X_O}{X_O + 60}(100) = 40$$

$X_O = 0,4X_O + 24$

$0,6X_O = 24 \Rightarrow X_O = 40$

En el compuesto $X(NO_2)_2$:

$$\%X = \frac{X_O}{X_O + 92}(100)\%$$

$$\therefore \%X = \frac{40}{132}(100)\% = 30,30\%$$

35. ¿Cuál es la fórmula del cloruro férrico hidratado, sabiendo que el porcentaje de fierro es 20,7%?

Resolución:

$FeCl_3 \cdot xH_2O \Rightarrow \%Fe = 20,7\%$

$$\%Fe = \frac{56}{162,5 + 18x} = 20,7\%$$

$56 = 33,6 + 3,73x \Rightarrow x = 6$

Entonces, la fórmula es: $FeCl_3 \cdot 6H_2O$

36. Hallar la fórmula de un compuesto cuyo análisis es: 43,396% Na; 11,321% C; 45,283% O.

Resolución:

Na = 43,396%

C = 11,321%

O = 45,283%

Base 100 g del compuesto:

Na: $\frac{43,396}{23} = 1,88 \Rightarrow 1,88/0,94 = 2$

C: $\frac{11,321}{12} = 0,94 \Rightarrow 0,94/0,94 = 1$

O: $\frac{45,283}{16} = 2,83 \Rightarrow 2,83/0,94 = 3$

Entonces, la fórmula es: Na_2CO_3

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2004 - II)

Calcule el porcentaje en masa de nitrógeno presente en la urea $CO(NH_2)_2$

Masas atómicas:
H = 1; C = 12; N = 14; O = 16

A) 6,7 B) 20,0 C) 23,4
D) 26,7 E) 46,7

Resolución:

Calcularemos el peso molecular de la urea:

$\overline{M}[CO(NH_2)_2] = 12 + 16 + 2(14 + 2(1)) = 60$

Luego:

$\%N = \frac{2(14)}{60}100\% \quad \therefore \%N = 46,7\%$

Clave: E

PROBLEMA 2 (UNI 2007 - II)

El óxido de un metal contiene 71,47% en masa de metal. Calcule la masa equivalente de dicho metal.
Masa molar atómica del oxígeno: 16

A) 10 B) 20 C) 40
D) 80 E) 100

Resolución:

Según el enunciado:

Oxígeno + Metal $\longrightarrow$ Óxido del metal
28,53% 71,47% 100%

n.° Eq-g_{metal} = n.° Eq-$g_{oxigeno}$

Reemplazando nuestros datos:

$$\frac{m_{metal}}{P.E._{metal}} = \frac{m_{oxigeno}}{P.E._{oxigeno}}$$

$$\frac{71,47}{P.E._{metal}} = \frac{28,53}{(16/2)} \quad \therefore P.E._{metal} = 20$$

Clave: B

PROBLEMA 3 (UNI 2014 - I)

El análisis de un oxido de cobalto indica que contiene 73,4% en masa de cobalto. ¿Cuántos miliequivalente (meq) de óxido habrán en 5 g de este?
Masa atómica: O = 16

1 eq = 1000 meq

A) 83,31 B) 166,25 C) 249,38
D) 332,50 E) 498,50

Resolución:

Oxido de cobalto:

Co_xO_y < 73,4% Co / 26,6% O

$\Rightarrow$ Se sabe que la masa equivalente del oxígeno en la formación del óxido es: 8

26,6 % — 8
100% — Meq(Co_xO_y) $\Rightarrow$ Meq(Co_xO_y) = 30,07

Hallamos el n.° eq-g:

$$\frac{m}{Meq} = \frac{5}{30,07} = 166,25\,meq$$

Clave: B

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Respecto a los siguientes potenciales estándar:

$Zn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Zn \quad \varepsilon° = -0,76\ V$
$Cd^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cd \quad \varepsilon° = -0,40\ V$

I. La masa del electrodo de cadmio disminuye.
II. Los electrones fluyen por el alambre externo desde el cadmio hacia el cinc.
III. La fuerza electromotriz estándar es −0,36 V.

es (son) incorrecta(s):

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) I, II y III

2. Respecto a los siguientes potenciales estándar:

$Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^- \quad \varepsilon° = +1,36\ V$
$S + 2e \rightleftharpoons S^{2-} \quad \varepsilon° = -0,51\ V$
$Mn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mn \quad \varepsilon° = -1,18\ V$
$Au + 3e \rightleftharpoons Au^{3+} \quad \varepsilon° = -1,50\ V$

I. El oro es el mejor agente reductor que el cloro.
II. El manganeso es el mejor agente oxidante que todos.
III. Frente al azufre, el oro es mejor agente oxidante.
IV. Frente al manganeso, el cloro es mejor agente reductor.

es (son) correcta(s):

A) Solo I B) i y II C) III y IV
D) Solo IV E) I, II y III

3. Calcular el potencial de la celda según el siguiente diagrama:

$Sn|Sn^{2+}(4,5 \times 10^{-3}\ M)\ ||\ Ag^{1+}\ (0,1M)|\ Ag$
$Ag^{1+} + 1e \rightleftharpoons Ag \quad \varepsilon° = +0,79\ V$
$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn \quad \varepsilon° = -0,136\ V$

A) 0,632 V B) 1,121 V C) 0,184 V
D) 0,703 V E) 0,936 V

4. Cuál debe ser el valor de J para que el potencial de la pila a 25 °C sea 0,509 V según:

$Cu + Ag + (JM) = Cu_2 + (0,001) + Ag$
$Ag^{1+} + 1e \rightleftharpoons Ag \quad \varepsilon° = +0,79\ V$
$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn \quad \varepsilon° = -0,136\ V$

A) 0,21 M B) 2,1 M C) 0,42 M
D) 0,18 M E) 0,82 M

5. Respecto a los siguientes potenciales estándar:

$Ag^{1+} + 1e \rightleftharpoons Ag \quad \varepsilon° = +0,79\ V$
$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn \quad \varepsilon° = -0,136\ V$
$Mg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mg \quad \varepsilon° = -2,37\ V$

I. La siguiente celda galvánica es espontánea
$Ag|Ag^{1+}||Sn^{2+}|Sn$
II. La siguiente celda galvánica tiene el menor potencial de celda
$Sn|Sn^{2+}||Mg^{2+}|Mg$
III. La siguiente celda galvánica tiene el mayor potencial de celda
$Mg|Mg^{2+}||Ag^{1+}|Ag$

es (son) correcta(s):

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) I, II y III

6. Respecto a las celdas galvánicas:

I. Se generan reacciones espontáneas por la diferencias de potenciales.
II. Se produce el proceso inverso a la electrólisis, donde el agente oxidante y el agente reductor se concentran separados para que exista la producción de corriente eléctrica continua.
II. El puente salino permite el paso de los electrones y además genera la diferencia de potenciales de los electrodos.

es (son) correcta(s):

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

7. Durante la electrólisis de una solución acuosa de cloruro de cinc, en el ánodo se liberaron 26,88 L de cloro gaseoso a condiciones normales y en el cátodo se depositaron 54,85 g de cinc, asumiendo que el cloro se obtuvo al 100%. Determinar el rendimiento del cinc.

A) 50% B) 60% C) 70%
D) 80% E) 90%

8. Se dispone de tres celdas electrolíticas conectadas en serie, cada una de ellas contiene nitrato de plata, sulfato cúprico y cloruro férrico. Si en la primera celda se depositó 0,054 g de plata, determinar la cantidad de mol de hierro que se ha depositado en la celda respectiva.

A) $9,3 \times 10^{-4}$ B) $9,3 \times 10^{-5}$ C) $1,67 \times 10^{-4}$
D) $2,75 \times 10^{-6}$ E) $2,75 \times 10^{-3}$

9. A partir de la electrólisis modificada de la salmuera, se obtiene hipoclorito de sodio, si por el sistema circulan 4 faraday. Determinar la masa del blanqueador que se ha obtenido con un rendimiento máximo según:

$$NaOH + Cl_2 \longrightarrow NaClO + HCl$$

A) 382 g B) 153 g C) 425 g
D) 756 g E) 298 g

10. Respecto a las celdas galvánicas:

I. Si se agota el electrodo que actúa como ánodo cesa el flujo de electrones.

II. La oxidación acumula carga positiva y es neutralizada por el anión del electrolito que migra del puente salino.
III. Se producen procesos rédox espontáneos que generan corriente eléctrica discontinua.

es (son) correcta(s):

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) I y III E) I, II y III

11. Respecto a las celdas galvánicas:

I. El flujo de electrones es del electrodo de mayor potencial de oxidación hacia el electrodo de menor potencial de oxidación.
II. Los potenciales de oxidación y reducción estándar dependen de la masa de los electrodos.
III. El agente reductor y el agente oxidante deben necesariamente estar separados.

es (son) correcta(s):

A) Solo I B) Solo II C) I y III
D) II y III E) I, II y III

12. Respecto a la electrólisis:

I. En una electrodeposición, la masa del ánodo aumenta.
II. Los electrones fluyen por el alambre conductor externo solo si ocurren cambios químicos en los electrodos.
III. La cantidad de electricidad que fluye por el cátodo y ánodo son diferentes.

es (son) correcta(s):

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) I y III E) I, II y III

13. Determinar la cantidad de faraday necesarios para obtener una mol de:

I. $Fe^{3+}_{(ac)}$ a partir de $Fe_{(s)}$
II. $[Zn(OH)_4]^{2-}_{(ac)}$ a partir de $Zn_{(s)}$

A) 2 B) 3 C) 4 D) 5 E) 6

14. Al producirse la electrólisis del bromuro de cinc se deposita cinc metálico en el cátodo. Si por la celda electrolítica circula un total de $2,5 \times 10^4$ coulomb, determinar el volumen de bromo obtenido si la densidad del bromo es 3,12 gmL^{-1}.

A) 18,26 mL B) 6,64 mL C) 10,72 mL
D) 5,26 mL E) 8,75 mL

15. Para recubrir con plata una superficie metálica de 20 cm^2 hasta conseguir un recubrimiento de 1,08 mm de espesor y utilizando una corriente de 3,86 A. Determinar el tiempo necesario para depositar la cantidad de plata necesaria, se sabe además que la densidad de la plata es 10,5 gmL^{-1}.

A) 2,72 h B) 4,28 h C) 3,18 h
D) 0,72 h E) 1,46 h

16. Si a un volumen de 225 mL de una solución de cloruro cúprico 0,25 molar se le somete a electrólisis, utilizando una cantidad de carga de 3,5 A durante 45 minutos. Determinar la concentración molar del ion cúprico asumiendo que no hay variación de volumen en el sistema.

A) 0,026 B) 0,118 C) 0,037
D) 0,042 E) 0,031

17. Respecto a la electrólisis:

I. El cátodo tiene carga negativa porque de él se liberan electrones.
II. En el ánodo ocurre una oxidación.
III. La electrólisis se produce al paso de la corriente eléctrica continua siendo un proceso inducido

es (son) correcta(s):

A) Solo I B) I y II C) II y III
D) I y III D) I, II y III

18. Respecto a la electrólisis:

I. Es un proceso no espontáneo.
II. En el sistema los electrodos pueden ser activos o inertes.
III. Consume corriente eléctrica continua de alto voltaje y bajo amperaje

es (son) correcta(s):

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) II y III E) I, II y III

19. Respecto a la electrólisis del cloruro de potasio diluido:

I. En el cátodo ocurre se reduce el agua.
II. En el ánodo se obtiene oxígeno.
III. La zona que rodea al cátodo tiene un pOH mayor que 7.

es (son) incorrecta(s):

A) Solo I B) Solo III C) Solo II
D) II y III E) I, II y III

20. El ácido sulfúrico se obtiene a partir de pirita de hierro puro (FeS_2) según:

I. $FeS_2 + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2$
II. $SO_2 + O_2 \longrightarrow SO_3$
III. $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

¿Qué peso de H_2SO_4 se puede obtener a partir de 240 g de FeS_2 puro, si la eficiencia global es 80% de todo el proceso?. (PA: Fe = 56; H = 1; O = 16; S = 32)

A) 392 g B) 120 g C) 31,4 g
D) 627,2 g E) 313,6 g

21. El superfosfato, un fertilizante en agua, es una mezcla de $Ca(H_2PO_4)_2$ y $CaSO_4$ en base molar 1/2, se forma por la reacción:

$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$

Al tratar 250 g de $C_3(PO_4)_2$ con 150 g de H_2SO_4, ¿cuántos g de superfosfato se forman?

A) 397 g B) 417 g C) 219 g
D) 182 g E) 402 g

22. Si 20 g de un compuesto A se combina con 30 g de un elemento químico B y 10 g de A reaccionan químicamente con 18 g de un compuesto Z, determinar la masa de B que se combina con 72 g de Z.

A) 15 B) 30 C) 25 D) 60 E) 9

23. Si se combina a condiciones normales

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow N_2O_{4(g)}$$

En el laboratorio se obtiene 460 g del producto, bajo el rendimiento del 70%. ¿Qué volumen de aire se utilizó?

Dato: %Vol
aire N_2 → 80%
seco O_2 → 20%

A) 980 L B) 1900 L C) 300 L
D) 250 L E) 1600 L

24. Se quema una muestra de benceno líquido, C_6H_6. El $CO_{2(g)}$ se absorbe en una solución acuosa de $Ca(OH)_2$ y el carbonato de calcio precipitado pesa 50 g. La densidad del benceno líquido es 0,9 g/mL. ¿Cuál era el volumen de la muestra líquida quemada?

A) 5 mL B) 2 mL C) 10,4 mL
D) 7,2 mL E) 3 mL

25. En un recipiente se tiene una mezcla de hexano (C_6H_{14}) gaseoso y O_2 a 120 °C, con una presión de 340 torr. Luego de una combustión incompleta estequiométrica, la presión aumenta a 520 torr y la temperatura permanecía inalterable. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones describe mejor la reacción que tuvo lugar?

A) $C_6H_{14} + 8O_2 \longrightarrow 3CO + 3CO_2 + 7H_2O$
B) $C_6H_{14} + 7O_2 \longrightarrow 5CO + CO_2 + 7H_2O$
C) $2C_6H_{14} + 17O_2 \longrightarrow 4CO + 8CO_2 + 14H_2O$
D) $2C_6H_{14} + 15O_2 \longrightarrow 8CO + 4CO_2 + 14H_2O$
E) $C_6H_{14} + 9O_2 \longrightarrow CO + 5CO_2 + 7H_2O$

26. Si un quemador a gas consume propano a 12 L/min, medido a 27 °C y 5 atm, según la reacción:

$$C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

¿Qué volumen de oxígeno en L/min debe suministrarse medido a 16 atm y 127 °C?

A) 15 B) 40 C) 10 D) 45 E) 25

27. En la combustión completa de un hidrocarburo a 120 °C, según análisis el volumen de H_2O es la mitad que el volumen del CO_2; determinar la fórmula molecular del hidrocarburo si a condiciones normales su densidad aproximada es de 3,5 g/L.

A) C_2H_2 B) C_2H_4 C) C_2H_3
D) C_6H_6 E) C_3H_6

28. La combustión teórica de un gas de la serie etilénica (C_nH_{2n}) necesita un volumen triple de oxígeno. ¿Cuántos litros de CO_2 medidos a condiciones normales producirá la combustión de 1 mol de este hidrocarburo?. Datos: PA (H = 1; C = 12; 9 = 16)

A) 22,4 L B) 11,5 L C) 33,6 L
D) 39,2 L E) 44,8 L

29. Para eliminar el CO_2 exhalado por los astronautas en vuelos cortos puede utilizarse absorbentes químicos. El Li_2O es uno de los más eficaces en función de su capacidad de absorción por unidad de peso. ¿Cuál es el rendimiento de absorción del Li_2O en pies cúbicos de CO_2 (CN) por libra?
PA: Li = 7

A) 14 pie^3/lb B) 16 pie^3/lb C) 18 pie^3/lb
D) 12 pie^3/lb E) 20 pie^3/lb

30. Determinar el volumen de oxígeno consumido si la reacción se lleva a presión y temperatura constante a partir de 12 L de oxígeno que se convierte en ozono, si el volumen resultante es de 10 L.

A) 4 L B) 6 L C) 7 L D) 8 L E) 9 L

31. En una muestra de 13,125 g de sulfato de magnesio hidrato hay 5,625 de agua. Determinar el peso molecular de la sal hidratada.

A) 170 B) 190 C) 210 D) 224 E) 246

32. La serotonina ($\overline{M}$ = 176 g/mol) es un compuesto que conduce los impulsos nerviosos en el cerebro y los músculos. Contiene 68.18% C; 6,82% H; 15,9% N y 9,1% O. ¿Cuál es la fórmula molecular?
PA(C = 12; H = 1; N = 14; O = 16)

A) $C_5H_6N_2O$ B) $C_5H_6N_3O_2$ C) $C_{10}H_{12}N_{2O}$
D) $C_{10}H_{21}NO$ E) C_6H_7NO

33. Una muestra de arcilla se secó parcialmente y se determinó que contenía 50% de silice y 7% de agua. Si la arcilla original contenía 12% de agua, ¿cuál es el porcentaje de sílice en la muestra original?

A) 26% B) 38% C) 47% D) 52% E) 62%

34. El porcentaje de oxígeno en JO_2L es 25% el porcentaje de J en JO_3 es 50%. Calcular el peso molecular en g/mol de JOL_2

A) 160 B) 180 C) 525 D) 260 E) 324

35. El mentol ($\overline{M}$ = 156 g/mol), una sustancia con un fuerte olor, se usa en las pastillas contra la tos. Está compuesto de carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando 0,1595 g de mentol se someten al análisis de combustión, se producen 0,449 g CO_2 y 0,184 g H_2O.

¿Cuál es su fórmula molecular? PA (C 0 12; N 1)

A) CH_2O B) $C_5H_{10}O$ C) $C_{10}H_{20}O_2$
D) $C_{10}H_{20}O$ E) $C_{10}H_4O_2$

36. Un análisis típico de un vidrio *pyrex* dio 12,9% de B_2O_3; 2,2% de Al_2O_3; 3,8% de Na_2O; 0,4% de k_2O y el resto SiO_2. ¿Cuál es el cociente entre el número de átomos de silicio y el de boro en el vidrio?

A) 1,2 B) 3,6 C) 4,3 D) 2,5 E) 1,8

37. El fulminato de mercurio se utiliza en la fabricación de fulminante de bajo calibre. El análisis químico presenta que está formado por 79,36% de mercurio; 9,52% de C y 11,12% de N. Determinar el nombre químico del fulminato.

A) Cianuro mercurioso B) Amoniacato mercurioso
C) Cloruro mercúrico D) Amoniacato mercúrico
E) Carburo mercúrico

38. Una muestra de 1,367 g de un compuesto orgánico se quemó en una corriente de aire y dio 3,002 g de CO_2 y 1,64 g de agua. Si el compuesto original contenía solo C; H y O, ¿Cuál es su fórmula empírica?

A) CH_4O B) $C_2H_4O_3$ C) C_3H_6O
D) C_3H_8O E) $C_2H_3O_2$

39. Los porcentajes que se dan a continuación corresponden al elemento indicado en el óxido ácido que forman.

I S:40% II N: 25,96% III C: 27,27%

Determine cuantas proposiciones son correctas:

- En I el óxido es SO_2
- II corresponde a N_2O_5
- III corresponde a oxido carbonoso
- III presenta mayor atomicidad que II
- I presenta menor atomicidad que III

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

40. En la combustión de un compuesto constituido por carbono y azufre, se obtuvieron 2,24 L de CO_2 y 4,48 L de SO_2 medidos a condiciones normales. Calcular la fórmula del compuesto.

A) CS B) C_2S C) CS_2
D) C_2S_3 E) C_2S_6

41. La composición centesimal de un sulfato de calcio hidratado indica un 55,81% de oxígeno. ¿Cuántos at-g de hidrógeno habrá en 100 mol de dicha sal hidratada?

A) 100 B) 200 C) 300 D) 400 E) 500

42. Una muestra de crema facial de masa igual a 8,41 g perdió 5,83 g de humedad al calentarla a 110 °C. Al extraer el residuo con agua y secarlo perdió 1,27 g de glicerol soluble en agua, el resto era aceite. Indique cuantas proposiciones son correctas:

I. Humedad: 69,3% II. Aceite: 15,6%
III. Glicerol: 2,58 g IV. Aceite: 1,31 g
V. Glicerol: 15,1%

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

43. El porcentaje de J en J_2SO_4 es 36%; el porcentaje de J en $J(LCO_3)_2$ es 13,5%. Calcular el peso molecular de LO_2

A) 80 B) 8 C) 88 D) 43 E) 64

44. El porcentaje de J en peso, en el compuesto de JL_2 es 20%. Calcular el porcentaje de J en peso en el compuesto J_2L.

A) 40% B) 50% C) 43% D) 35% E) 58%

45. Una aleación de cobre y hierro tiene una masa de 3,5 g habiendo en ella 0,05 at-g de Fe. ¿Qué porcentaje en peso de cobre contiene la aleación?

A) 42% B) 22% C) 62% D) 80% E) 20%

46. El elemento L forma con los elementos J y Q los compuestos JL_2 y L_2Q en los cuales el % en peso de L son respectivamente 53,8% y 82,3%. Si J y Q forman el compuesto Q_3J_2 del cual un mol de moléculas tiene una masa de 163 g, determinar el peso atómico promedio del elemento Q.

A) 12,01 B) 14,82 C) 13,2
D) 32,01 E) 32,0

47. Un compuesto tiene como composición centesimal: C = 40% H = 6,7%. Si a 80 °C y 755 mmHg, un gramo del compuesto ocupa un volumen de 489 mL. ¿Cuál es su FM?

A) C_2H_4O B) CH_2O C) $C_2H_4O_2$
D) CH_3O E) $C_2H_4O_4$

48. Un compuesto gaseoso J tiene partes en masa de C = 85,7 y H = 14,3. En una mezcla de masas iguales de J y CH_4 la presión total es de 1450 mmHg y la presión parcial del metano es 1050 mmHg. Calcule la FM de J.

A) C_2H_6 B) C_3H_6 C) C_4H_8
D) CH_2 E) C_2H_4

49. Determinar la composición centesimal del hidróxido de sodio.

A) Na = 60%; O = 25%; H = 15%
B) Na = 32%; O = 38%; H = 30%
C) Na =57,5%; O = 40%; H = 2,5%
D) Na = 55%; O = 37%; H = 8,0%
E) Na =57,5%; O = 38%; H = 4,5%

50. Determinar el porcentaje en peso del calcio en el fosfato de calcio.

A) 38,7% B) 20% C) 32%
D) 62% E) 43,8%

51. Hallar la formula empírica de un compuesto en cuya composición entran hidrógeno, carbono, oxígeno y nitrógeno relacionándose sus masas como 1:3:4:7 respectivamente.

A) CH_4ON B) CH_4O_2N C) $C_3H_5ON_2$
D) CH_4ON_2 E) $C_2H_3ON_2$

52. Determinar la composición centesimal del $Ca_3(PO_4)_2$ expresado como P_4 potencialmente contenido. PA(Ca = 40; P = 31)

A) 79,94% B) 20,01% C) 63,16%
D) 163,5% E) 56,7%

53. Un óxido de nitrógeno contiene 30,43% de N. Calcular su fórmula molecular, sabiendo que 4,6 g de la sustancia gaseosa ocupa un volumen de 1.12 litros a CN.

A) NO_2 B) N_2O_3 C) N_2O_4
D) NO E) N_2O

54. Sabiendo que la formula molecular de la nicotina es $C_{10}H_{14}N_2$. Calcular su composición centesimal.

A) 17,28% C; 74,07% N; 8,65% H
B) 17,28% H; 74,07% N; 8,65% C
C) 17,28% H; 74,07% C; 8,65% N
D) 8,65% H; 74,07% C; 17,28% N
E) 8,65% C; 74,07% H; 17,28% N

55. Determinar la composición centesimal del agua en el sulfato de sodio decahidratado: $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$. PA(Na = 23; S = 32)

A) 55,99% B) 44,1% C) 5,59%
D) 94,41% E) 4,41%

56. Hallar la composición centesimal del cobre en la malaquita: $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$. PA(Cu = 63,5)

A) 42,5% B) 65,7% C) 34,3%
D) 28,7% E) 57,5%

57. Hallar la composición centesimal del $CaCO_3$ exagerado como CaO.
PA(Ca = 40)

A) 44% B) 56% C) 63%
D) 37% E) 50,1%

58. La composición centesimal de X en XY_2 es 50%. ¿Cuál es la composición centesimal de Y en el compuesto XY_3?

A) 30% B) 40% C) 50% D) 60% E) 75%

59. Dos elementos X e Y forman los compuestos X_2Y y XY_2. Si la composición centesimal de X en el primer compuesto 20%, hallar la composición de Y en el segundo compuesto.

A) 31,6% B) 52,61% C) 94,1%
D) 29,2% E) 92,4%

60. Durante la combustión de 4,3 gramos de un hidrógeno se formaron 13,2 g de CO_2. Determinar la formula molecular sabiendo que la densidad del vapor del hidrocarburo respecto del hidrógeno es igual a 43 en condiciones de Avogadro. Dar como respuesta a la atomicidad de la molécula del hidrocarburo.

A) 18 B) 19 C) 20
D) 21 E) 22

61. Hallar la formula empírica de un compuesto formado por 44% de Fe y 56% de Cl. Los pesos atómicos promedio del Fe y Cl. Los pesos atómicos promedio de Fe y Cl son 55,84 y 35,5 respectivamente.

A) $FeCl_2$ B) Fe_2Cl C) $FeCl_3$
D) FeCl E) Fe_3Cl

62. El ácido acético (ácido del vinagre) tiene un 40% de carbono, un 6,66% de hidrógeno y un 53,33% de oxígeno. Si el peso molecular del ácido acético es de 60, determinar el número de átomos de carbono presente en 300 g de ácido.

A) 8 N_A B) 10 N_A C) 2 N_A
D) 6 N_A E) 4 N_A

63. ¿Cuál será la formula empírica de un compuesto que contiene 12,8% de carbono; 2,1% de hidrógeno y 85,1% de bromo? PA (C = 12; H = 1; Br = 80)

A) CHBr B) CH_2Br C) CH_3Br
D) $CHBr_2$ E) CH_2Br_2

64. Hallar el porcentaje del hidrógeno en el $(NH_4)_2CO_3$

A) 4,2 B) 4,9 C) 8,3
D) 9,8 E) 15,4

65. La composición centesimal del agua en el $Na_2B_4O_7 \cdot xH_2O$ es 47,12%. Hallar el valor de x. PA(Na = 23; B = 11)

A) 5 B) 6 C) 7
D) 9 E) 10

66. La composición centesimal del fósforo en el P_4O_x es 43,66%. Hallar el peso molecular del $Na_2, SO_4 \cdot xH_2O$. PA(Na = 23; S = 32; P = 31)

A) 146 B) 322 C) 156
D) 208 E) 268

67. Determinar la fórmula empírica de un óxido de hierro cuya composición centesimal reporta 70% de Fe. PA(Fe = 56)

A) FeO B) Fe_2O C) Fe_2O_3
D) Fe_3O_4 E) FeO_3

68. Hallar la composición centesimal del carbonato de sodio respecto al oxido de sodio potencialmente contenido. PA(Na = 23)

A) 41,5% B) 43,4% C) 58,5%
D) 21,7% E) 50%

69. Una muestra de un compuesto contiene 4,86 g de magnesio, 12,85 g de azufre y 9,7 g de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica? PA(Mg = 24; S = 32)

A) $MgSO_4$ B) MgS_2O_3 C) $MgSO_3$
D) MgS_4O_6 E) MgS_2O_8

70. Obtener la formula empírica de un compuesto cuya composición centesimal reporta: Cr: 26,53%, S: 24,52% y O: 48,96%. PA(Cr = 52; S = 32)

A) $CrSO_4$ B) $Cr_2(SO_4)_3$ C) $Cr(SO_3)_3$
D) $CrSO_3$ E) $Cr(SO_4)_3$

71. Un compuesto tiene la siguiente composición centesimal H: 2,24%, C: 26,69%, O: 71, 07%. Sabiendo que su peso molecular está comprendida entre 150 y 190, determinar la formula molecular. Dar como respuesta la atomicidad de la molécula.

A) 20 B) 30 C) 25
D) 47 E) 16

72. Un oxido de forofo contiene 56,36% de P. Determinar el peso molecular del óxido de fósforo sabiendo que se encuentra comprendida entre 217 y 225. PA(P = 31)

A) 218 B) 219 C) 220
D) 222 E) 224

73. Maggie Mitchel solicito 22 toneladas de guano fertilizante. Al analizar este lote en particular se encontró que contenía 9% de N, 6% de P y 2% de K. Suponiendo que todo el fósforo está en forma de $Ca_3(PO_4)_2$ [$\overline{M}$ = 310] y que no hay disponibles otras fuentes de calcio, ¿Cuál es el porcentaje de calcio en este lote de guano?
PA(Ca = 40; P = 31)

A) 6% B) 40% C) 18,3%
D) 36% E) 11,6%

74. Un compuesto cuya masa molecular es 177 contiene C, H, O, Br. Un análisis cuantitativo manifiesta que contiene una masa de carbono que es ocho veces la del hidrógeno. Calcular la formula molecular del compuesto.
PA(Br = 80)

A) C_4HO_3Br B) $C_3H_{13}Br$ C) C_6H_9OBr
D) $C_5G_5O_2Br$ E) $C_6H_{24}OBr$

75. ¿Qué masa de zinc se puede obtener teóricamente de 1,25 kg del mineral esfarelita que tiene 75% de ZnS? PA (Zn = 65; S = 32)

A) 628,2 g B) 56,6 g C) 63,2 g
D) 70,2 g E) 702 g

76. El elemento M forma el cloruro MCl_4. Dicho cloruro contiene 75% de cloro. Calcular el peso atómico promedio de M. PA (Cl = 35,5)

A) 47,3 B) 52,6 C) 63,2 D) 70,2 E) 56,7

77. Una tira de Cu electrolíticamente puro pesa 3,178 gramos. Se calienta fuertemente en corriente de oxigeno hasta su conversión en un oxido negro. Si el óxido resultante peso 3,978 gramos, ¿Cuál es la composición en masa de este oxido?.
PA (Cu = 63,5)

A) 20,1% B) 79,9% C) 29,61%
D) 70,39% E) 23,4%

78. La composición centesimal de un compuesto formado por carbono e hidrógeno es C = 92,3%; H = 7,7%. La masa de 1 litro de dicho gas, en CN es de 1,16 g. Hallar la formula molecular.

A) CH B) C_2H_2 C) C_3H_8
D) C_2H_6 E) C_3H_4

79. Se quema cierto hidrocarburo C_XH_Y en presencia de oxígeno y se obtiene como únicos productos CO_2 y H_2O, en la proporción 1,955/1. Determinar la formula empírica del hidrocarburo.

A) C_2H_4 B) CH_4 C) C_3H_8
D) C_2H_6 E) C_2H_5

80. El compuesto SF_x contiene el 29,63% de azufre y su densidad relativa al aire es 3,72. Sabiendo que el peso molecular del aire es 29 y el peso atómico promedio de flúor es 19, ¿Cuál será el valor de X?

A) 2 B) 3 C) 4 D) 5 E) 6

81. Determinar el peso molecular de un ácido carboxílico cuya sal de plata contiene 47,16% de Ag.
PA(Ag = 108)

$$R - COOH \longrightarrow R - COOAg$$

A) 60 B) 88 C) 122 D) 74 E) 112

82. El ferroceno es un compuesto que contiene hierro, carbono e hidrógeno. La molécula tiene un átomo de hierro e igual al número de átomos de carbono e hidrógeno. Se encontró que una muestra de ferroceno contiene $7,4 \times 10^{-2}$ moles de hierro y $7,4 \times 10^{-1}$ moles de carbono. ¿Cuál es la fórmula del ferroceno?. PA(Fe = 56)

A) FeC_5H_5 B) FeC_6H_6 C) $FeC_{10}H_{10}$
D) $Fe_{10}CH$ E) FeC_7H_7

83. Dos de los tres átomos en la molécula del agua son hidrógeno. ¿Qué porcentaje de la masa de una molécula del agua es la masa de los dos átomos de hidrógeno?. PA(Fe 0 56)

A) 5,6% B) 11,1% C) 22,4%
D) 33,3% E) 66,7%

84. Una mezcla esta constituida por 30% de $MnCl_2 . 4H_2O$ y por 70% de $MgCl_2 . 6H_2O$. ¿Qué porcentaje de agua contiene la mezcla?
PA(Mg = 24,3; Mn = 54,9; Cl = 35,5)

A) 97,2 B) 54 C) 58,4 D) 48,1 E) 58,1

85. Al combinarse 21 g de nitrógeno con sodio se formó 32,5 g de azida. Calcular la formula empírica de la azida.
PA(Na = 23)

A) Na_2N_3 B) NaN_5 C) NaN_3
D) Na_2N_5 E) NaN_2

86. Los elementos X e Y forman un compuesto que tiene 40% en peso de X y un 60% en peso de Y. La masa atómica promedio de X es el doble de Y. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

A) XY B) XY_2 C) XY_3
D) X_2Y E) X_2Y_3

87. Al calentar 1,25 g de un cloruro de platino, quedo un residuo de 0,72 g de platino. Hallar la fórmula de este compuesto. PA(Pt = 195; Cl = 35,5)

A) PtCl B) $PtCl_2$ C) $PtCl_3$
D) PtCl4 E) $PtCl_5$

88. Un elemento M forma con el oxígeno un compuesto de formula M_2O_7 en el cual el oxigeno representa el 50,45% en masa del compuesto. ¿Qué masa del compuesto M_2O_7 en gramos equivale a 0,75 moles de átomos del elemento M?

A) 33,33 B) 18,25 C) 50,45
D) 41,25 E) 83,25

89. Hallar la fórmula molecular de la sustancia que contiene 93,75% de carbono y 6,25 de hidrógeno. Si la densidad del vapor de esta sustancia respecto al aire es igual a 4,41 en condiciones de Avogadro.
$\overline{M}_{aire} = 29$

A) $C_{10}H_8$ B) C_6H_6 C) C_6H_8
D) $C_{10}H_{10}$ E) C_6H_{10}

90. Si un sulfato de magnesio polihidratado, por un calentamiento energético experimenta una pérdida de peso del 51,22%. Determinar la fórmula de la sal hidratada.
PA(Mg = 24; S = 32)

A) $MgSO_4 . H_2O$ B) $MgSO_4 . 5H_2O$
C) $MgSO_4 . 7H_2O$ D) $MgSO_4 . 8H_2O$
E) $MgSO_4 . 10H_2O$

CLAVES

1. E	13. D	25. D	37. A	49. C	61. A	73. E	85. C
2. D	14. B	26. E	38. D	50. A	62. B	74. C	86. C
3. E	15. E	27. D	39. B	51. D	63. B	75. A	87. D
4. A	16. E	28. E	40. C	52. B	64. C	76. A	88. E
5. C	17. E	29. D	41. D	53. C	65. C	77. A	89. A
6. D	18. C	30. B	42. D	54. D	66. B	78. B	90. C
7. C	19. C	31. C	43. B	55. A	67. C	79. E	
8. C	20. E	32. C	44. B	56. E	68. C	80. C	
9. E	21. A	33. C	45. E	57. B	69. B	81. C	
10. A	22. D	34. A	46. D	58. D	70. B	82. C	
11. C	23. E	35. D	47. C	59. C	71. E	83. B	
12. B	24. D	36. B	48. B	60. C	72. C	84. D	

Estado gaseoso

capítulo 10

Louis Gay-Lussac

Louis Joseph o Joseph-Louis Gay-Lussac (Saint-Léonard-de-Noblat, 6 de diciembre de 1778-París, 9 de mayo de 1850) fue un químico y físico francés. Es conocido en la actualidad por su contribución a las leyes de los gases. En 1802, Gay-Lussac fue el primero en formular la ley según la cual un gas se expande proporcionalmente a su temperatura (absoluta) si se mantiene constante la presión (Ley de Charles) y que aumenta proporcionalmente su presión si el volumen se mantiene constante (Ley de Gay-Lussac).

Con tan solo 23 años, presenta al Instituto (la Académie des sciences) su primera memoria, Recherches sur la dilatation des gaz, verificando descubrimientos realizados por Charles en 1787. En 1804 efectúa dos ascensos en globo aerostático, alcanzando una altura de 3800 metros. En 1805 presenta al Instituto una nueva memoria, en la que formula su primera ley sobre las combinaciones gaseosas (Primera ley de Gay-Lussac). En 1809 formula su ley estequiométrica «Sur la combinaison des substances gazeuses» y es designado profesor de Química Práctica en la École Polytechnique, y titular de la cátedra de Física en la recién creada Facultad de Ciencias de París (en la Sorbona). El mismo año demuestra que el cloro es un elemento químico simple. En 1815 descubre el ácido cianhídrico (ácido prúsico).

Fuente: Wikipedia

DEFINICIÓN

Un gas es un fluido que ocupa en su totalidad el recipiente que lo contiene, a la vez que ejerce una presión igual sobre toda la superficie de las paredes del recipiente. Líquidos y sólidos difieren bastante de los gases en su comportamiento. Es el estado de la materia que se caracteriza por tener una gran energía cinética interna debido a que la fuerza de repulsión intermolecular es mayor que la de atracción, por eso los gases carecen de forma y volumen definido.

Se define también como el estado caótico de la materia.

El modelo de "gas ideal" se desarrolla estudiando e idealizando el comportamiento de los gases reales, en condiciones corrientes.

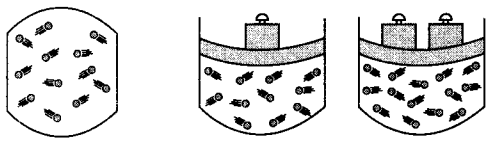
Gas real

$F_R >>> F_a$

Gas ideal

F_R y F_a nulas

MODELO DE UN GAS IDEAL



Generalidades:

a. Todo gas es un estado homogéneo de agregación molecular de la materia, el cual toma la forma y el volumen del recipiente que lo contiene.

b. Se comporta similarmente ante los cambios de presión y temperatura, pudiéndose comprimir o expandir fácilmente, debido a que sus moléculas se encuentran muy separadas, existiendo entre ellas un gran espacio.

c. A bajas presiones y altas temperaturas, los gases manifiestan un comportamiento ideal, propósito de nuestro estudio.

d. El comportamiento de un gas está determinado por la presión, temperatura y su número de moléculas.

Veamos en forma simplificada las propiedades moleculares de un "gas ideal".

PROPIEDAD MACROSCÓPICA

Un gas ideal obedece la ecuación de estado.

$$PV = nRT$$

PV: n: T: variables de estado

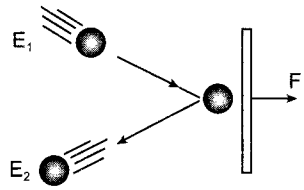
PROPIEDAD MICROSCÓPICA

Establecida por Clausius Boltzmann y Maxwell (teoría cinética molecular):

a. Todo gas está formado por pequeñas partículas consideradas esféricas, llamadas moléculas.

b. Las moléculas de los gases se mueven rectilíneamente a altas velocidades siguiendo un movimiento coactivo y desordenado.

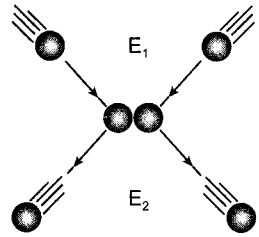
c. Los gases ejercen su propia presión debido a los continuos choques de las moléculas sobre las paredes del recipiente.



Presión interna del gas

$$P_i = \frac{F}{S}$$

d. Los choques moleculares se consideran perfectamente elásticos, es decir, no hay emisión ni absorción de energía permaneciendo constante la velocidad de las moléculas antes y después del choque.

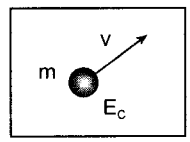


Choque elástico

$$E_1 = E_2$$

e. Se consideran nulas las interacciones de atracción y repulsión molecular, es decir, no existen fuerzas de Van der Waals.

f. La energía cinética media de traslación es directamente proporcional a la temperatura absoluta.



$E_c \alpha T$ Ec. Boltzmann

$$E_c = \frac{3}{2}kT$$

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$

T: temperatura absoluta
k: constante de Boltzmann

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$

VELOCIDAD PROMEDIO

Nos indica el promedio de las velocidades que debido a la energía cinética adquieren cada una de las moléculas de un gas. Se puede determinar considerando las ecuaciones mecánicas y termodinámicas.

TM $E_c = \frac{1}{2}mv^2$ ...(1)

TCM $E_c = \frac{3}{2}kT$ ...(2)

(1) = (2): $\frac{1}{2}mv^2 = \frac{3}{2}kT$

$$\boxed{v^2 = \frac{3kT}{m}}$$ (velocidad cuadrática media)

Se cumple: $k = \frac{R}{N_A}$ (R: cte. universal de los gases)

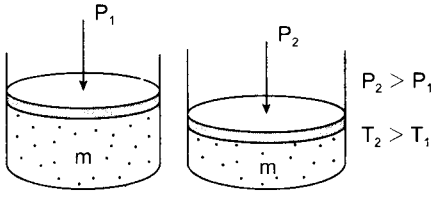
$$\boxed{R = 8{,}3 \times 10^7 \frac{erg}{molgk}}$$

Reemplazando:

$$v^2 = \frac{3RT}{\underbrace{N_A m}_{\bar{M}}} \Rightarrow \boxed{v^2 = \frac{3RT}{\bar{M}}} \quad \therefore \quad \boxed{\bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{\bar{M}}}}$$

ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES (CLAUSIUS)

En un proceso gaseoso la presión absoluta de una misma masa gaseosa, es inversamente proporcional a su volumen y es directamente proporcional a su temperatura absoluta.



$$\left.\begin{array}{l} P \alpha \frac{1}{V} \\ P \alpha T \end{array}\right\} \frac{PV}{T} = k \quad \left(\begin{array}{c}\text{Proceso} \\ \text{isomásico} \\ m = cte.\end{array}\right)$$

$$\boxed{\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} = \ldots = \frac{P_nV_n}{T_n}}$$

En función de la densidad del gas: $\boxed{\left(D = \frac{m}{V}\right)}$

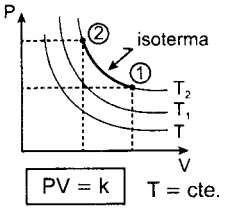
$$\boxed{\frac{P_1}{D_1T_1} = \frac{P_2}{D_2T_2} = \cdots = \frac{P_n}{D_nT_n}}$$

PROCESOS GASEOSOS RESTRINGIDOS

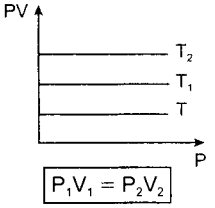
Son los cambios que experimenta un gas manteniendo constante además de la masa cualquiera de las variables P, V o T.

Proceso isotérmico: ley de Boyle y Mariotte

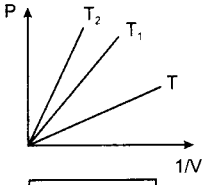
A temperatura constante, el volumen de una misma masa gaseosa es inversamente proporcional a la presión absoluta.



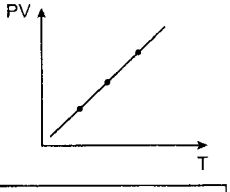
$\boxed{PV = k}$ T = cte.



$\boxed{P_1V_1 = P_2V_2}$



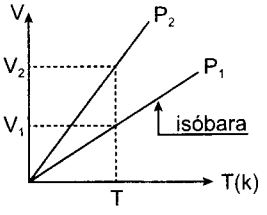
$\boxed{T_2 > T_1 > T}$



$\boxed{P_1V_1 = P_2V_2 = \ldots P_nV_n}$

Proceso isobárico (P = cte.): ley de Charles

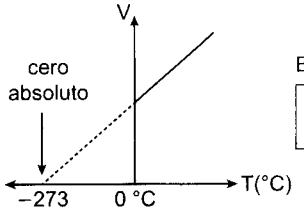
A presión constante, el volumen de una misma masa gaseosa es directamente proporcional a la temperatura absoluta.



$\frac{V}{T} = k \Rightarrow \boxed{\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}}$

Se compara a una temperatura, sabiendo que la V IP P:

Mayor $V_2 \Rightarrow$ Menor $P_2 \Rightarrow \boxed{P_1 > P_2}$

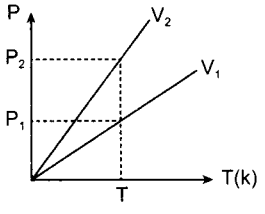


En general:

$$\boxed{\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \ldots = \frac{V_n}{T_n}}$$

Proceso isocórico (isométrico) (V = cte.): ley de Gay-Lussac

A volumen constante, la presión absoluta de una misma masa gaseosa es directamente proporcional a la temperatura absoluta.



$\frac{P}{T} = k; \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

A una misma temperatura T, comparamos, sabiendo que P IP V:

A mayor $P_2 \Rightarrow$ ocupa menor volumen V_2

$$\boxed{V_1 \therefore V_2}$$

En general:

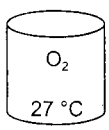
$$\boxed{\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \ldots = \frac{P_n}{T_n}}$$

Ejemplos:

1. ¿Cuál es la velocidad promedio (en m/s) de una molécula de oxígeno (O_2) a 27 °C?

   Resolución:

   $\overline{M} = 32$; $T = 300$ K

   $$\bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{\overline{M}}} = \sqrt{\frac{3 \times 8,3 \times 10^7 \times 300}{32}}$$

   $\bar{v} = 48\,315$ cm/s $\therefore \bar{v} = 483,15$ m/s

2. Se tiene en un cilindro de 50 L de capacidad oxígeno. si el termómetro indica 27 °C y el manómetro 3 atm. Determinar la presión que registran el manómetro cuando la temperatura se incrementa en 60 °C.

   Resolución:

   $T_1 = 27$ °C $= 300$ K

   $T_2 = 27° + 60° = 87$ °C $\Rightarrow T_2 = 360$ K

   $P_{man_1} = 3$ atm

   $P_1 = P_{abs_1} = P_{atm} + P_{man_1} = 1 + 3 \Rightarrow P_1 = 4$ atm

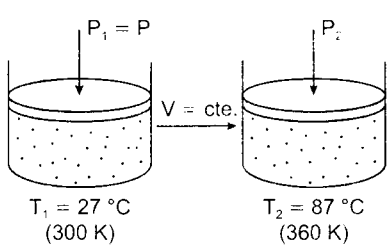
   Por Gay-Lussac:

   $$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_{atm} + P_{man_2}}{T_2}$$

   $$\frac{4}{300} = \frac{1 + P_{man_2}}{360} \quad \therefore P_{man_2} = 3,8 \text{ atm}$$

3. Si se calienta cierta masa de gas desde 127 °C hasta 87 °C. ¿En cuánto por ciento debe incrementarse su presión para que no varíe su volumen?

   Resolución:

   Proceso isométrico: $V = cte.$

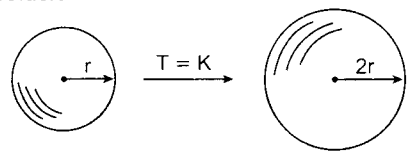
   $$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow P_2 = P_1\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

   $$P_2 = P\left(\frac{360\,K}{300\,K}\right) \Rightarrow P_2 = \frac{6}{5}P \Rightarrow \Delta P = \frac{6}{5}P - P = \frac{P}{5}$$

   $$\therefore \%\Delta P = \frac{P/5}{P}(100) = 20\%$$

4. Se tiene NH_3 en un balón esférico a la presión de 16 000 torr. Isotérmicamente todo el gas se traslada a otro balón esférico pero de radio el doble que el anterior. Hallar la presión en el segundo balón (en torr).

   Resolución:

   Inicialmente
   $P_1 = 16\,000$ torr

   Finalmente
   P_2

   $$V_1 = \frac{4}{3}\pi r^3; \quad V_2 = \frac{4}{3}\pi(2r^3)$$

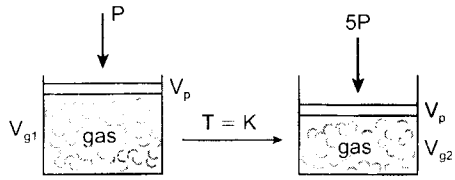
   Por Boyle:

   $$P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow P_2 = P_1\left(\frac{V_1}{V_2}\right)$$

   $$P_2 = 16\,000\left[\frac{\frac{4}{3}\pi r^3}{\frac{4}{3}\pi(8r^3)}\right] \quad \therefore P_2 = 2000 \text{ torr}$$

5. El pistón de un cilindro con el gas que contiene ocupa 700 cm^3, de igual temperatura la presión se quintuplica. El volumen anterior se reduce en 200 cm^3. Hallar el volumen del pistón.

   Resolución:

   $P_1 = P$
   $V_{t_1} = V_p - V_{g_1}$
   $V_{g_1} = 700 - V_p$

   $P_2 = 5P$
   $V_{t_2} = V_p + V_{g_2}$
   $V_{g_2} = 500 - V_p$

   Por Boyle:

   $P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow P(700 - V_p) = 5P(500 - V_p)$
   $\therefore V_p = 450$ cm^3

6. 200 cm^3 de un gas medido a −73 °C y presión de 400 mmHg se calienta a 127 °C y la presión aumenta al doble. Calcular la masa del gas si al final la densidad es de 2 g/L.

   Resolución:

   $V_1 = 200$ cm^3; $T_1 = 73$ °C; $P_1 = 400$ mmHg
   $P_2 = 800$ mmHg; $T_2 = 127$ °C $= 400$ K
   $D = 2$ g/L
   Por la ley general:

   $$\Rightarrow \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = V_1\left(\frac{P_1}{P_2}\right)\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

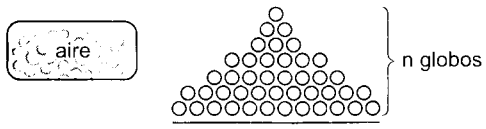
   $$V_2 = 200 \text{ cm}^3\left(\frac{400 \text{ mmHg}}{800 \text{ mmHg}}\right)\left(\frac{400\,K}{200\,K}\right) = 200 \text{ cm}^3$$

   $$D = \frac{m}{V} \Rightarrow m = DV \Rightarrow m = (2 \text{ g/L})(0,2 \text{ L}) = 0,4 \text{ g}$$

7. Cuántos globos de jebe de 2 L de capacidad a la presión de 800 mmHg y a 20 °C se podrán llenar con todo el aire almacenado en un compresor de 2 m^3 de capacidad a 27 °C y 4 atm.

Resolución:

Inicialmente Finalmente



$V_1 = 2\ m^3\left(\frac{10^3}{1m^3}L\right)$ $V_2 = (2n)\ L$

$T_1 = 27\ °C = 300\ K$ $T_2 = 20\ °C = 293\ K$

$P_1 = 4\ atm$ $P_2 = 800\ mmHg$

Por la ley general: $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$

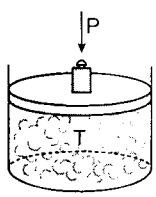
Reemplazando:

$$\frac{4 \times 760\ mmHg \times 2 \times 10^3\ L}{300\ K} = \frac{800\ mmHg(2n)L}{293\ K}$$

$\therefore\ n = 3078$

8. La densidad de un gas a determinadas condiciones es a 0,1 g/L. Si la presión aumenta en un 50% y disminuye su temperatura en un 30%, ¿cuál será la nueva densidad del gas?

Resolución:



Estado 1	Estado 2
$P_1 = 100\%\ P$	$P_2 = 150\%\ P$
$T_1 = 100\%\ T$	$T_2 = 70\%\ T$
$D_1 = 0,1\ g/L$	$D_2 = x$

Por la ley general:

$$\frac{P_1}{D_1T_1} = \frac{P_2}{D_2T_2} \Rightarrow \frac{100}{0,1(100)} = \frac{150}{D_2(70)}$$

$\therefore\ D_2 = 0,2\ g/L$

9. Se tiene 20 L de gas a la presión de 29,4 psi y a 140 °F. ¿En qué porcentaje varía el volumen si la presión absoluta se duplica y la temperatura disminuye en 40 °C?

Resolución:

Estado 1:

$P_{1(abs)} = 29,4 + 14,7 = 44,1\ lb/pulg^2$

$V_1 = 20\ L;\ T_1 = 140\ °F = 600\ R$

Estado 2:

$P_2 = 2\left(44,1\ \frac{lb}{pulg^2}\right)$

$T_2 = 140\ °F - 40\ °C\left(\frac{1,8\ °F}{1\ °C}\right) \Rightarrow T_2 = 528\ R$

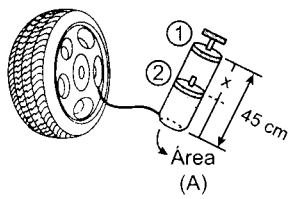
Por la ley general:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{44,1 \times 20}{600} = \frac{2(44,1)V_2}{528} \Rightarrow V_2 = 8,8\ L$$

$$\%\Delta V = \left(\frac{20 - 8,8}{20}\right)100 = 56\%$$

10. Un inflador para neumáticos de bicicletas está lleno con aire a la presión absoluta de 1 kg/cm^2, la longitud de la carrera del inflador es de 45 cm. A partir de qué recorrido comenzará a penetrar aire en un neumático en el cual la presión manométrica es de 3.97 kg/cm^2. Suponer que baja de 0 cm y que la temperatura permanece constante.

Resolución:



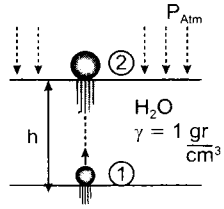
Estado 1:	Estado 2:
$P_1 = 1\ kg/cm^2$	$P_2 = 3,97 + 1,033 = 5\ kg/cm^2$
$V_1 = 45A$ $\xrightarrow{T = K}$	$V_2 = A(45 - x)$

Por la ley de Boyle:

$P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow 1(45A) = 5[A(45 - x)]$ $\therefore\ x = 36\ cm$

11. El volumen de una burbuja de aire aumenta 4 veces su tamaño al ascender desde el fondo de un lago hasta la superficie. Si la temperatura del agua es uniforme, determinar la profundidad del agua.

Resolución:



Estado 1:	Estado 2:
$P_1 = P_{atm} + \gamma_{H_2O}h$	$P_2 = P_{atm}$
$V_1 = V$ $\xrightarrow{+4V}$	$V_2 = 5V$

Por la ley de Boyle:

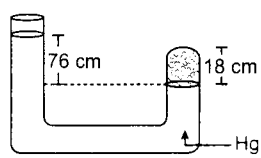
$P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow (P_{atm} + \gamma_{H_2O}h)V = P_{atm}(5V)$

Reemplazando:

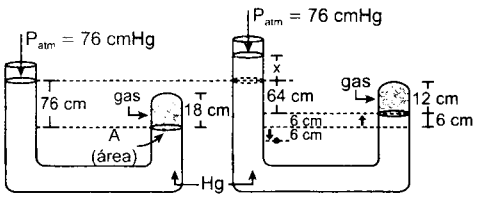
$\gamma_{H_2O}h = 4P_{atm}$

$$h = \frac{4 \times 1033\ g/cm^2}{1\ g/cm^3} = 4132\ cm \quad \therefore\ h = 41,32\ m$$

12. Del siguiente esquema, en el espacio de la rama corta se tiene una columna de 18 cm de aire. ¿Qué cantidad (en cm) de mercurio se debe agregar en la rama larga para que el volumen de aire disminuya en un tercio de su valor?



Resolución:



Estado 1:
$P_1 = 76 + 76$
$P_1 = 152$ cmHg
$V_1 = 18A$

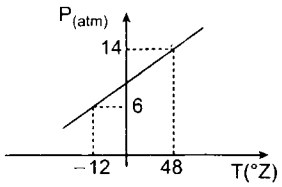
Estado 2:
$P_2 = 76 + 64 + x$
$P_2 = (140 + x)$ cmHg
$V_2 = 12A$

Por la ley de Boyle: $P_1V_1 = P_2V_2$

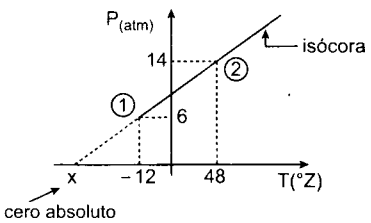
Reemplazando:

$152(18A) = (140 + x)(12A) \quad \therefore x = 88$ cmHg

13. Si en las abscisas se tiene la temperatura en una escala arbitraria Z, determinar el cero absoluto en dicha escala.



Resolución:



Estado 1:
$P_1 = 6$ atm
$T_1 = 12 + x$

$\xrightarrow{V = K}$

Estado 2:
$P_2 = 14$ atm
$T_2 = 48 + x$

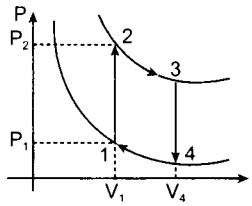
Como: V = cte. por la ley de Gay-Lussac:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{6 \text{ atm}}{-12 + x} = \frac{14 \text{ atm}}{48 + x} \quad \therefore x = 57\ °Z$$

Cero absoluto -57 °Z

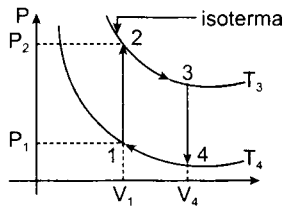
14. En el siguiente esquema se muestra el plano de Clapeyron y los estados de un gas. Señalar el proceso correcto que ha seguido el gas.

I. Calentamiento isométrico
II. Calentamiento isotérmico
III. Enfriamiento isométrico
IV. Compresión isotérmica
V. Expansión isotérmica



Proceso ciclico

Resolución:



$T_3 > T_4$
$P_2 > P_1$

Paso 1 - 2: (V = cte.) calentamiento isométrico (aumento de temperatura con aumento de presión).

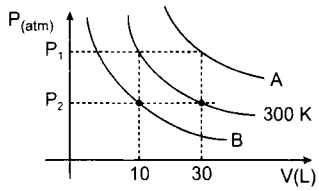
Paso 2 - 3: T = cte. (expansión isotérmica) aumento de volumen disminuye la presión.

Paso 3 - 4: V = cte. (enfriamiento isométrico) disminución de la temperatura.

Paso 4 - 1: T = cte. (compresión isotérmica) aumento de la presión.

$\therefore$ I; V; III; IV

15. Del gráfico, hallar $T_A + T_B$ en K.



Resolución:

Del gráfico:

AP_1 = cte. (isotermas 300 K - A)

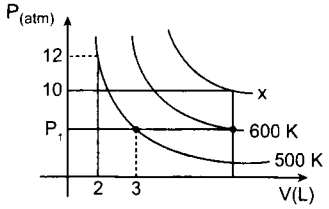
$$\frac{10}{300} = \frac{30}{T_A} \Rightarrow T_A = 900 \text{ K}$$

AP_2 = cte. (isotermas B - 300 K)

$$\frac{10}{T_B} = \frac{30}{300} \Rightarrow T_B = 100 \text{ K}$$

$\therefore T_A + T_B = 1000$ K

16. Considere la siguiente familia de isotermas para un gas ideal. Calcular la temperatura en el punto "x".



Resolución:

T = cte. (500 K)

Ley de Boyle: $P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow 12 \times 2 = (P_1)(3)$

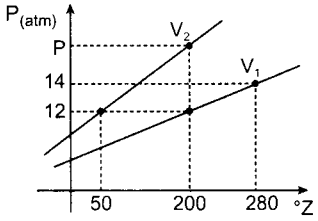
$\Rightarrow P_1 = 8$ atm

Luego:

Proceso isócoro (V = cte.), ley de Gay-Lussac

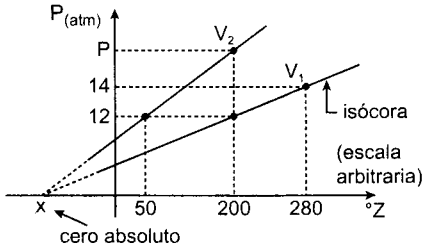
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{P_1}{600} = \frac{10}{x} \Rightarrow \frac{8}{600} = \frac{10}{x} \quad \therefore x = 750\ K$$

17. Determinar la presión que se indica.



Resolución:

Las 2 isócoras se intersecan en el cero absoluto.



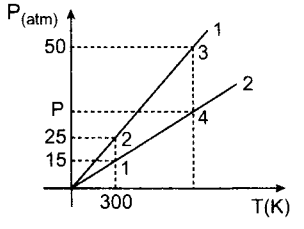
Para la isócora 1:

$$\frac{12}{200 + x} = \frac{14}{280 + x} \Rightarrow x = 280$$

Para la isócora 2:

$$\frac{12}{50 + 280} = \frac{P}{200 + 280} \Rightarrow P = 17{,}45\ atm$$

18. Hallar la presión en el estado 4, si se sabe que $V_1 = 20$ L



Resolución:

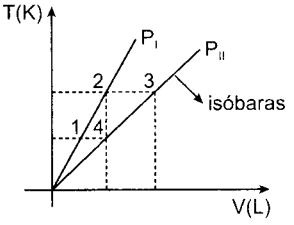
Proceso 2 → 3 isócoro:

$$\frac{P_2}{T_2} = \frac{P_3}{T_3} \Rightarrow \frac{25}{300} = \frac{50}{T_3} \Rightarrow T_3 = 600\ K;\ T_3 = T_4$$

Proceso 1 → 4 isócoro:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_4}{T_4} \Rightarrow \frac{15}{300} = \frac{P}{600} \Rightarrow P = 30\ atm$$

19. A partir de la siguiente gráfica, determinar la relación P_I/P_{II}, si se sabe que $V_3 = 4V_1$.



Resolución:

Del gráfico:

$P_1 = P_2 = P_I$ ⟩ Isóbaras $\quad P_4 = P_3 = P_{II}$ ⟩

$T_3 = T_2$ ⟩ $T = cte.$ $\quad T_4 = T_1$ ⟩

Proceso: 1 → 3

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_3V_3}{T_3}$$

$$\frac{P_1}{P_3} = \left(\frac{V_3}{V_1}\right)\left(\frac{T_1}{T_3}\right) \Rightarrow \frac{P_1}{P_3} = 4\left(\frac{T_1}{T_3}\right) \quad ...(\alpha)$$

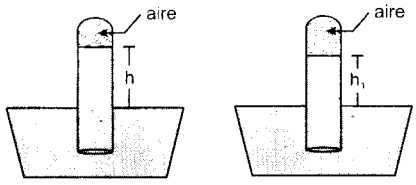
Proceso 2 a 4: V = cte. (isócoro)

$$\frac{P_2}{P_2} = \frac{P_4}{T_4} \Rightarrow \frac{P_1}{T_3} = \frac{P_3}{T_1} \Rightarrow \frac{T_1}{T_3} = \frac{P_3}{P_1} \quad ...(\beta)$$

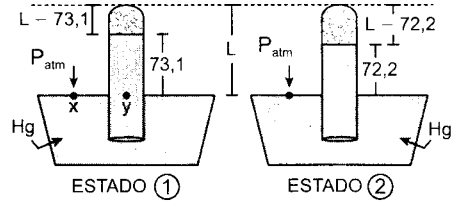
(β) reemplazando en (α):

$$\frac{P_1}{P_3} = 4\left(\frac{P_3}{P_1}\right) \Rightarrow \frac{(P_1)^2}{(P_3)^2} = 4 \quad \therefore \frac{P_1}{P_3} = 2$$

20. Un barómetro tiene una pequeña cantidad de aire en su cámara barométrica y marca h = 73,1 cm y h_1 = 72,2 cm. Cuando las presiones atmosféricas son 75 cmHg y 74 cmHg respectivamente, hallar la longitud del tubo sobre el nivel de mercurio de la cubeta.



Resolución:



$P_x = P_y$

$P_{atm} = P_{gas} + P_{Hg} \Rightarrow P_{gas} = P_{atm} - P_{Hg}$

Reemplazando:

$P_{gas_1} = 75 - 73{,}1 = 1{,}9$ cmHg

$V_1 = A(L - 73{,}1)$

$P_{gas_2} = 74 - 72,2 = 1,8$ cmHg

$V_2 = A(L - 72,2)$

Proceso isotérmico (ley de Boyle)

$P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow 1,9A(L - 73,1) = 1,8A(L - 72,2)$

$\therefore L = 89,3$ cm

21. Un alumno considera que la presión de un gas varía inversamente proporcional con su temperatura a volumen constante. Para un proceso isócoro al disminuir la temperatura la presión aumenta de 4 atm a 8 atm. Según el alumno, ¿cuál fue la verdadera presión que se debió alcanzar?

Resolución:

Para el alumno: P IP T

$P = \frac{k}{T} \Rightarrow P_1T_1 = P_2T_2$

Dato: $P_1 = 4$ atm; $P_2 = 8$ atm

$\frac{T_2}{T_1} = \frac{4}{8} = \frac{1}{2}$ ...(α)

Verdadero valor: proceso isócoro

$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow P_2 = P_1\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$ ...(β)

Reemplazando (α):

$P_2 = 4 \times \frac{1}{2} \quad \therefore P_2 = 2$ atm

22. Calcular la energía cinética promedio de moléculas de un gas que se encuentra a la temperatura de 18 °C.

Resolución:

Por la ecuación de Boltzmann: $E_c = \frac{3}{2}kT$

Siendo: $K = \frac{R}{N_A} \Rightarrow E_c = \frac{3}{2}\left(\frac{R}{N_A}\right)(T)$

$R = 8,3 \times 10^7 \frac{\text{erg}}{\text{mol - gK}}$

$N_A = 6,023 \times 10^{23} \frac{\text{molec.}}{\text{mol.g}}$; $T = 18$ °C $= 291$ K

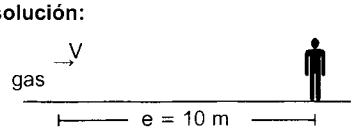
Reemplazando:

$E_c = \frac{3}{2}\left(\frac{8,3 \times 10^7}{6,023 \times 10^{23}}\right)(291)$

$E_c = 6,03 \times 10^{-14}$ erg/moléc.

23. Se hace estallar una cápsula de gas hilarante (N_2O) en un ambiente sin corriente de aire a 27 °C. ¿En qué tiempo una persona al sentir el efecto empezará a reír si se encuentra a 10 m?

Resolución:



Gas: $N_2O \Rightarrow \overline{M} = 44$ g/mol

$T = 27$ °C $= 300$ K

La velocidad promedio de los gases es: $v = \sqrt{\frac{3RT}{\overline{M}}}$

Reemplazando:

$v = \sqrt{\frac{3 \times 8,3 \times 10^7 \times 300}{44}} = 41\,203,4$ cm/s

$v = 412,03$ m/s

$\therefore t = \frac{e}{v} = \frac{10\text{ m}}{412,03\text{ m/s}} = 0,02$ s

ECUACIÓN UNIVERSAL DE LOS GASES IDEALES

También denominada ecuación de estado, es una expresión matemática aplicable a los procesos generales donde varían simultáneamente la presión, el volumen y la temperatura del gas y en función de su masa (llamados también variables de estado)

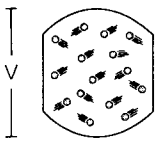
Variables de estado

Masa: $n = \frac{m}{\overline{M}}$

Presión absoluta: P

Volumen ocupado: V

Temperatura absoluta: T



Tenemos:

$\frac{PV}{T} = K$ _____ (1 mol-g)

$\frac{PV}{T} = nK$ _____ (pero n moles)

Haciendo: K = R, donde R es constante universal de los gases ideales.

Ecuación Clapeyron: $\boxed{PV = nRT}$

También: $PV = \frac{m}{\overline{M}}RT \Rightarrow P\overline{M} = \frac{m}{V}RT$

$\boxed{PM = DRT}$ D: Densidad del gas

$\Rightarrow n = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{N}{N_A} = \frac{V_g}{V_m}$ n: número de moles

N: número de moléculas

N_A: número de Avogadro $= 6,023 \times 10^{23}$

V_g: volumen que ocupa el gas.

V_m: volumen molar a CN = 22,4 L/mol

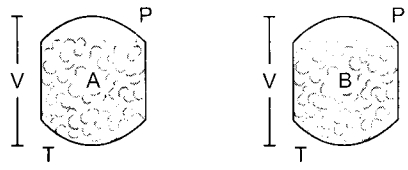
$\frac{\text{valores de la constante R}}{\text{constante de Regnault}} \Rightarrow R = \frac{P_oV_o}{T_o}$

Valores de la constante R

R	P_o	V_o	T_o
$0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}}$	1 atm	$22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$	273 K
$62,4 \frac{\text{mmHgL}}{\text{molK}}$	760 mmHg	$22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$	273 K
$10,8 \frac{\text{psi(pie}^3\text{)}}{\text{molR}}$	14,7 psi	$359 \frac{\text{pie}^3}{\text{mol - lb}}$	492 R

HIPÓTESIS DE AVOGADRO Y AMPERE

Volúmenes iguales de gases diferentes sometidos a las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moles y moléculas.



$$\Rightarrow \boxed{n_A = n_B}$$

Se cumple: $\boxed{\text{n.° moléc. (A)} = \text{n.° moléc. (B)}}$

LEY DE AVOGADRO

Si 2 o más gases se encuentran a las mismas condiciones de presión y temperatura, entonces sus volúmenes son proporcionales a sus moles.

$$\boxed{\frac{N_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}}$$

Ejemplos:

1. ¿Cuál es la masa de 624 L de gas butano (C_4H_{10}) que se encuentra a una temperatura de 27 °C y a una presión de 900 mmHg?

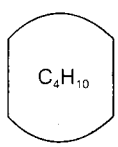
   Resolución:

   P = 900 mmHg; V = 624 L; T = 27 °C = 300 K; $\overline{M}$ = 58

   Por ecuación universal:

   $PV = \frac{m}{\overline{M}}RT$

   $R = 62{,}4\ \frac{\text{torr L}}{\text{mol-g K}}$

   Reemplazando:

   $$m = \frac{PV\overline{M}}{RT} = \frac{900 \times 624 \times 58}{62{,}4 \times 300} \Rightarrow m = 1740\ g$$

2. Determinar el volumen en L que ocupa 880 lb de gas propano a 140 °F y 21.6 lb/pulg^2.

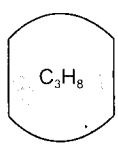
   Resolución:

   m = 880 lb; M = 44; P = 21,6 psi

   T = 140 °F = 600; R = 10,8

   Por la ecuación universal:

   $PV = \frac{m}{\overline{M}}RT$

   $$V = \frac{mRT}{P\overline{M}} = \frac{880 \times 10{,}8 \times 600\ \text{pie}^3}{21{,}6 \times 44}\left(\frac{28{,}32\ L}{1\ \text{pie}^3}\right)$$

   V = 169 920 L

3. Determinar la densidad de los siguientes gases en condiciones normales:

   I. H_2; II. He; III. O_2; IV. aire ($\overline{M}$ = 28,96)

   Resolución:

   Condiciones normales:

   P = 1 atm; $R = 0{,}082\ \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$; T = 273 K

   De la ecuación universal: $P\overline{M} = DRT$

   $$D = \frac{P\overline{M}}{RT} = \frac{1M}{0{,}082 \times 300} = \frac{\overline{M}}{22{,}4} = \frac{\overline{M}}{V_m}$$

   $$\therefore \boxed{D_{gas} = \frac{\overline{M}_{gas}}{Vm}} \text{ en CN}$$

   Caso particular: CN

   I. $H_2 \Rightarrow D_{H_2} = \frac{\overline{M}_{H_2}}{V_{molar}} = \frac{2\ g}{22{,}4\ L} = 0{,}089\ g/L$

   II. He $\Rightarrow D_{He} = \frac{\overline{M}_{He}}{V_{molar}} = \frac{4\ g}{22{,}4\ L} = 0{,}178\ g/L$

   III. $O_2 \Rightarrow D_{O_2} = \frac{\overline{M}_{O_2}}{V_{molar}} = \frac{32\ g}{22{,}4\ L} = 1{,}42\ g/L$

   IV. Aire $\Rightarrow D_{aire} = \frac{\overline{M}_{aire}}{V_{molar}} = \frac{28{,}96\ g}{22{,}4\ L} = 1{,}293\ g/L$
   (M = 28,96)

4. ¿Cuál es la densidad del gas metano (CH_4) a 27 °C y 8,2 atm?

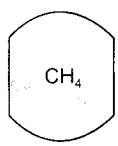
   Resolución:

   P = 8,2 atm; $\overline{M}$ = 16 g/mol;

   R = 0,082; T = 27 °C = 300 K

   Por la ec. universal: $P\overline{M} = DRT$

   $$D = \frac{P\overline{M}}{RT} = \frac{8{,}2 \times 16}{0{,}082 \times 300} = 5{,}3\ g/L$$

5. Determinar la gravedad especifica del NH_3 a 23 °C y 820 mmHg.

   Resolución:

   Por la ecuación universal: (PM = DRT)

   a. Para un gas (1): $P\overline{M}_1 = D_1RT$ ...(α)

   b. Para un gas (2): $P\overline{M}_2 = D_2RT$ ...(β)

   α/β: $\boxed{\frac{D_1}{D_2} = \frac{\overline{M}_1}{\overline{M}_2}}$ ...para gases

   Gravedad específica de un gas:

   Por defecto: $\boxed{Sp\text{-}g = \frac{D_{gas}}{D_{aire}} = \frac{\overline{M}_{gas}}{\overline{M}_{aire}}}$

   Caso particular:

   $$Sp\text{-}g_{,NH_3)} = \frac{\overline{M}_{NH_3}}{\overline{M}_{aire}} = \frac{17}{28{,}96} = 0{,}6$$

6. Si se tienen masas iguales de los siguientes gases a las mismas condiciones de P y T, ¿cuál ocupa menor volumen? CO_2; Cl_2; CH_4; SO_3; NH_3.

   Resolución:

   De la ecuación universal:

   $PV = \frac{m}{\overline{M}}RT$; (P, R, T, m: constantes)

   $$V = \frac{mRT}{\frac{P}{\overline{M}}} \Rightarrow V = \frac{cte.}{\overline{M}} \quad (V\ IP\ \overline{M})$$

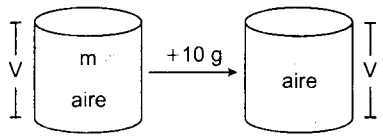
   menor V $\Rightarrow$ mayor $\overline{M}$

   CO_2(44); Cl_2(71); CH_4(16); SO_3(80); NH_3(17)

   $\therefore$ SO_3

7. Sin que varíe la temperatura, se agrega 10 g más de aire a un frasco que contenía dicho gas y se observa que la presión se duplica. Calcular la masa inicial del aire.

Resolución:



Inicial	Final
$m_1 = m$	$m_2 = m + 10$
$P_1 = P$	$P_2 = 2P$

De la ecuación universal:

$PV = \frac{m}{M}RT$ ...(α) inicial

$(2P)V = \frac{(m+10)}{M}RT$ ...(β) final

α/β: $\frac{1}{2} = \frac{m}{m+10} \Rightarrow m = 10\ g$

8. ¿Qué volumen ocupa $12{,}046 \times 10^{23}$ moléculas de metano que se encuentra a 27 °C y 4,1 atm?

Resolución:

n.° moléc. $= 12{,}048 \times 10^{23}$; T = 27 °C = 300 K

P = 4,1 atm; R = 0,082 $\frac{atmL}{molK}$

Por la ecuación universal: (PV = nRT)

$PV = \left(\frac{n.°\ moléculas}{6{,}023 \times 10^{23}}\right)RT$

$\Rightarrow 4{,}1V = \frac{12{,}046 \times 10^{23}}{6023 \times 10^{23}} \times 0{,}082 \times 300$

$\therefore$ V = 12 L

9. Un gas se encuentra sometido a 1182 mmHg y 127 °C siendo su densidad 2,3 g/L. ¿Cuánta masa contiene 10 mol-g de dicho gas?

Resolución:

P = 1182 mmHg; D = 2,3 g/L; T = 127 °C = 400 K

R = 62,4 $\frac{atmL}{molK}$

Masa = $10\ \underline{mol\text{-}g}$
$\qquad\qquad \overline{M}$

masa = $10\overline{M}$ ...(α)

Por la ecuación universal ($P\overline{M} = DRT$)

$\overline{M} = \frac{DRT}{P} = \frac{2{,}3 \times 5{,}4 \times 62{,}4 \times 400}{1182} = 48{,}6$

En (α): masa = 10(48,6) = 486 g

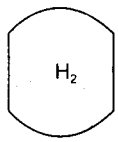
10. ¿Qué presión ejerce $12{,}046 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno en un recipiente de 16,4 L a 273 K?

Resolución:

V = 16,4 L

n.° moléc. $= \frac{n.°\ átomos}{2} = \frac{12{,}046 \times 10^{23}}{2} = N_A$

$n = \frac{n.°\ átomos}{2} = \frac{N_A}{N_A} = 1$



T = 273 K

1 moléc.$_{H_2}$ $\Rightarrow$ 2 átomos

Por conversión:

$12{,}046 \times 10^{23}\ \text{átomos}\left(\frac{1\ \text{moléc.}}{2\ \text{atomos}}\right)$

$= 6{,}023 \times 10^{23}$ moléc.

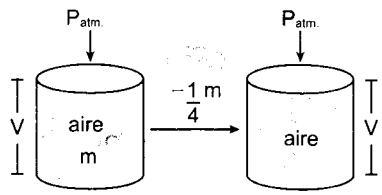
Por la ecuación universal:

$PV = \left(\frac{n.°\ \text{molec.}}{No}\right)RT \Rightarrow P = \left(\frac{n.°\text{molec.}}{N_A}\right)\left(\frac{RT}{V}\right)$

$P = \frac{N_A}{N_A}\left(\frac{0{,}082 \times 273}{16{,}4}\right) = 1{,}4\ atm$

11. ¿A qué temperatura deberá calentarse una vasija abierta que se encuentra a 300 R para que expulse 1/4 de la masa de aire que contenía inicialmente?

Resolución:



$T_1 = 300R$	T_2
$m_1 = m$	$m_2 = 3/4\,m$

Por la ecuación universal:

$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow mT = \left(\frac{PV\overline{M}}{R}\right)$; mT = cte. (cte. sobre $\frac{PV\overline{M}}{R}$)

$m_1T_1 = m_2T_2 \Rightarrow T_2 = \frac{m_1}{m_2} = \frac{m}{3m/4}(300) \quad \therefore T_2 = 400\ R$

12. La densidad relativa de cierto gas desconocido respecto al gas CH_4 es 2,5. ¿Cuál será la masa molecular de dicho gas?

Resolución:

$D_R = \frac{D_{gas}}{D_{CH_4}} = \frac{\overline{M}_{gas}}{\overline{M}_{CH_4}} = 2{,}5$

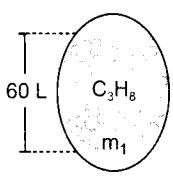
$\overline{M}_{gas} = 2{,}5\overline{M}_{CH_4} \quad \therefore \overline{M}_{gas} = 2{,}5 \times 16 = 40$

13. Un balón de 60 L de capacidad contiene gas propano (C_3H_8) a 27 °C y 1300 mmHg. Si se deja abierta la válvula del balón cuando un barómetro registra 706 mmHg, ¿qué peso masa de gas propano escapó del balón?

Resolución:

$\overline{M}_{C_3H_8} = 44$ g/mol

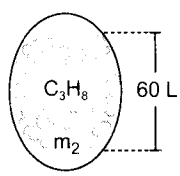
Cond. (1) P_1



$P_1 = 1330$ mmHg

$T_1 = 27$ °C $= 300$ K

Cond. (2) $P_{atm} = 706$ mmHg



$P_2 = P_{atm} = 706$ mmHg

$R = 62{,}4 \dfrac{\text{mmHg L}}{\text{mol K}}$

Masa expulsada: $m_1 - m_2 = x$ ...(α)

Por la ecuación universal: $PV = \dfrac{m}{\overline{M}}RT$

$m = \left(\dfrac{V\overline{M}}{RT}\right)P$

Se observa: V, $\overline{M}$, R y T permanecen constantes, se puede factorizar.

En (α):

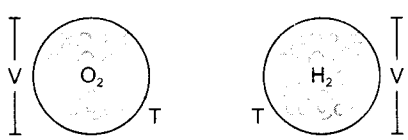
Masa expulsada $= \dfrac{V\overline{M}}{RT}(P_1 - P_2)$

Masa expulsada $= \left(\dfrac{60 \times 44}{62{,}4 \times 300}\right)(1330 - 706)$

Masa expulsada $= 88$ g

14. En un recipiente rígido se coge 64 g de oxígeno a 8 atm de presión, posteriormente en dicho recipiente a la misma temperatura se coge 1 g de H_2. ¿Cuál será la presión del hidrógeno en este último caso?

Resolución:



$m_{O_2} = 64$ g
$P_{O_2} = 8$ atm
$\overline{M}_{O_2} = 32$ g/mol

$m_{H_2} = 1$ g
$P_{H_2} = x$
$\overline{M}_{H_2} = 2$ g/mol

Por la ecuación universal: $PV = \dfrac{m}{\overline{M}}RT$

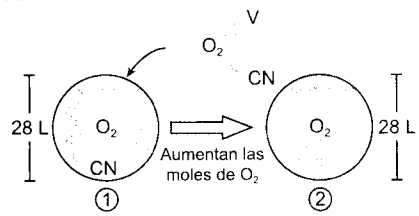
Para el O_2: $8V = \dfrac{m}{\overline{M}}RT$ ...(α)

Para el H_2: $P_{H_2}V = \dfrac{1}{2}RT$ ...(β)

β/α: $\dfrac{P_{H_2}}{8} = \dfrac{1/2}{64/32} \Rightarrow P_{H_2} = 2$ atm

15. ¿Qué volumen de oxígeno a CN es necesario introducir en un recipiente de 28 L que inicialmente contiene oxígeno a CN para que alcance una presión de 12,3 atm a 147 °C?

Resolución:



n: número de moles

$n = \dfrac{V}{Vm} = \dfrac{V}{22{,}4} = CN$

Caso (2):

$P = 12{,}3$ atm; $\overline{M} = 32$ g/mol

$T = 147$ °C $= 420$ K; $R = 0{,}082 \dfrac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$

$n = n_{introducción} + n_{O_{2(1)}} \Rightarrow n = \dfrac{V}{22{,}4} + \dfrac{28}{22{,}4}$

Por la ecuación universal: $PV = nRT$

$12{,}3 \times 28 = \left(\dfrac{V + 28}{22{,}4}\right)(0{,}082)(420) \Rightarrow V = 196$ L

16. Se tiene dos recipientes de igual capacidad a las mismas condiciones de presión y temperatura. Si en uno de ellos se encuentra $0{,}3 \times 10^{24}$ moléculas de gas "x" y en el otro oxígeno, calcular la masa de oxígeno en el recipiente.

Resolución:

$N_x = 0{,}3 \times 10^{24}$ moléc. x; $m_{O_2} = x$

$N_A = 6{,}0 \times 10^{23}$; $\overline{M}_{O_2} = 32$ g/mol

Por la hipótesis de Avogadro: $n_x = n_{O_2}$

$\dfrac{N_x}{N_A} = \dfrac{m_{O_2}}{\overline{M}_{O_2}} \Rightarrow \dfrac{0{,}3 \times 10^{24}}{6{,}0 \times 10^{23}} = \dfrac{m_{O_2}}{32}$ $\therefore m_{O_2} = 16$ g

17. Se tienen dos recipientes de igual masa. Uno de ellos se llena con 70 L de un gas X a 3 atm y 127 °C y el otro con 1 pie de un gas Y a 12,25 psi y 106 °F. Al pasar por una balanza se constata que tienen la misma masa. Sabiendo que los 70 L de X tienen una masa igual a 70/8 L de O_2 a las mismas condiciones. Determinar la masa molecular de Y.

Resolución:

Los 70/8 L de O_2 están a las mismas condiciones que el gas X, 3 atm y 127 °C.

Comparándolo con el gas Y.

Gas O_2	Gas Y
$P_{O_2} = 3$ atm	$P_1 = 12{,}25$ psi $= 0{,}83$ atm
$T = 127$ °C $= 400$ K	$T = 106$ °F $= 314{,}11$ K
$V = 70/8$ L $= 8{,}75$ L	$V = 1$ pie$^3 = 28{,}32$ L
$\overline{M}_{O_2} = 32$ g/mol	
Ec. universal	Ec. universal
$P_{O_2}V_{O_2} = \left(\dfrac{m_{O_2}}{\overline{M}_{O_2}}\right)RT_{O_2}$	$P_YV_Y = \left(\dfrac{m_Y}{\overline{M}_Y}\right)RT_Y$

Dividiendo estas expresiones:

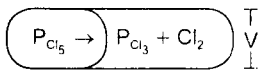
$\dfrac{P_{O_2}V_{O_2}}{P_YV_Y} = \dfrac{\overline{M}_YT_{O_2}}{\overline{M}_{O_2}T_Y}$

Reemplazando:

$$\frac{3\times 875}{0,83\times 28,32}=\frac{\overline{M}_Y(400)}{32\times 314,11} \quad \therefore M_Y = 28,06\ g/mol$$

18. En un balón hay P_{Cl_5} gaseoso y puro a la temperatura de 65 °C y a la presión de 400 torr. Si se eleva la temperatura a 300 °C, el gas se descompone totalmente en P_{Cl_3} y Cl_2 gaseosos. ¿Cuál será entonces la presión total de los gases formados?

Resolución:



Inicial (P_{Cl_3}) Final (descompone $P_{Cl_3} + Cl_2$)

$T_i = 65\ °C = 338\ K$ $T_f = 300\ °C = 573\ K$

$P_i = 400$ torr relación molares: 1: 1: 1

Aplicando ecuación universal:

$$n_i = \frac{400\ V}{338\ R} = n_{PCl_5};\ P_f = x: \text{mezcla}$$

$$n_{PCl_3} = n_{Cl_2} = n_{PCl_5} \Rightarrow n_f = n_{PCl_3} + n_{Cl_2}$$

$$\Rightarrow n_f = 2\left(\frac{400\ V}{338\ R}\right)$$

Por ecuación universal: ($P_fV = n_fRT_f$)

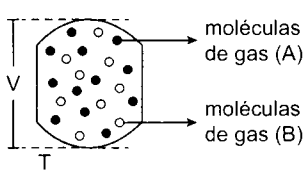
$$P_f = \frac{n_fRT_f}{V} = \frac{\left(\frac{2\times 400\ V}{338\ R}\right)(R)(573)}{V} \Rightarrow P_f = 1356\ torr$$

MEZCLA DE GASES

Se denomina mezcla gaseosa a la reunión de moléculas de dos o más gases sin que entre ellos se produzca una reacción química, es decir, cada gas mantiene todas sus propiedades, se puede considerar a una mezcla como a una sola masa uniforme.

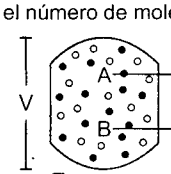
El comportamiento de cada uno de los gases componentes de una mezcla se realiza en forma independiente de la presencia de los demás y esto ocupa todo el volumen del recipiente y aplica en cada caso las ecuaciones del estado gaseoso.

En toda mezcla gaseosa la temperatura permanece constante.



Fracción molar (fm)

Es una forma de expresar la concentración molar de los componentes de una mezcla. Nos indica la relación entre el número de moles parciales de un componente y el número de moles totales de la mezcla gaseosa.



$n_A = 2$ mol-g

$n_B = 3$ mol-g

$n_T = n_A + n_B = 5$ mol-g

$$\boxed{fm_i = \frac{n_i}{n_T}}$$

$$fm_A = \frac{n_A}{n_T} = \frac{2\ mol\text{-}g}{5\ mol\text{-}g} = 0,4$$

$$fm_B = \frac{n_B}{n_T} = \frac{3\ mol\text{-}g}{5\ mol\text{-}g} = 0,6$$

$$\Sigma fm_i = fm_A + fm_B = 0,4 + 0,6 = 1$$

En general, para "n" gases: $\boxed{\sum_{i=1}^{n} fm_i = 1}$

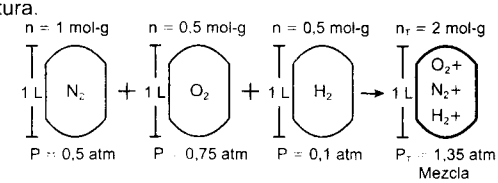
Condición mezcla: $\boxed{0 < fm_i < 1}$

LEYES DE LA MEZCLA DE GASES

Ley de las presiones parciales (Dalton)

En una mezcla de gases, la presión total es igual a la suma de las presiones parciales de cada uno de sus componentes de la mezcla.

Presión parcial (Pi). Es la presión que ejerce un componente en la mezcla, como si él solo ocupase todo el volumen de la mezcla y sometido a la misma temperatura.



Se cumple: $P_T = P_{N_2} + P_{O_2} + P_{H_2}$

$n_T = n_{T_2} + n_{O_2} + n_{H_2}$

En general: $P_T = \sum_{i=1}^{n} P_i$; para "n" componentes

P_T: presión total

P_i: presión parcial del componente i

$$\boxed{P_T = P_1 + P_2 + \ldots + P_n}$$

Masa molecular promedio o aparente de una mezcla ($\overline{M}_M$)

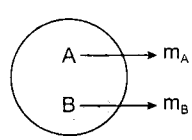
$m_M = m_A + m_B$

Como: $m = n\overline{M}$

$n_T\overline{M}_M = n_A\overline{M}_A + n_B\overline{M}_B$

$$\overline{M}_M = \frac{n_A}{n_T}\overline{M}_A + \frac{n_B}{n_T}\overline{M}_B$$

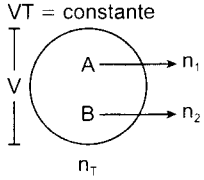
$\overline{M}_M = fm_A\overline{M}_A + fm_B\overline{M}_B$



En general para "n" gases: $\overline{M}_T = \sum_{i=1}^{n} fm_i\overline{M}_i$

Aplicando la ecuación universal: PV = nRT

VT = constante



Gas 1: $P_1V = n_1RT$ ...(α)

Gas 2: $P_2V = n_2RT$ ...(β)

Mezcla: $P_TV = n_TRT$ ...(χ)

$$\frac{\alpha}{\chi} \Rightarrow \frac{P_1}{P_T} = \frac{n_1}{n_T} \Rightarrow \boxed{P_1 = fm_1P_T}$$

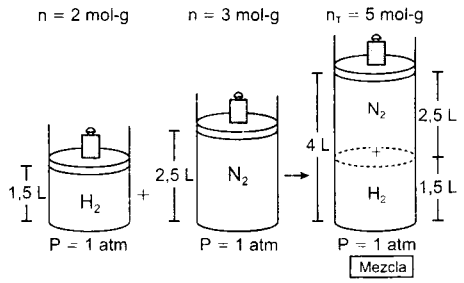
En general:

$$\boxed{P_i = fm_i P_T} \quad \wedge \quad \frac{P_i}{P_T} = \frac{n_i}{n_T} = fm_i$$

Ley de los volúmenes parciales (Amagat)

Es una mezcla de gases; el volumen total es igual a la suma de los volúmenes parciales de cada uno de los componentes de la mezcla.

Volumen parcial (V_i). Es el volumen que ocuparía cada componente cuando este se encuentra a la misma presión y temperatura de la mezcla.



Se cumple: $\boxed{V_T = V_{H_2} + V_{N_2}} \wedge n_T = n_{H_2} + n_{N_2}$

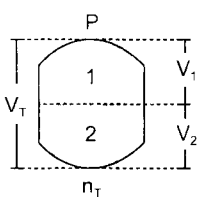
En general para "n" componentes:

$$\boxed{V = \sum_{i=1}^{n} V_i}$$

V: volumen total
V_i: volumen parcial del componente:

$$\boxed{V = V_1 + V_2 + \ldots + V_n}$$

Aplicando la ecuación universal: (PV = nRT);
P; T: constante



Gas 1: $PV_1 = n_1RT$ ...(α)
Gas 2: $PV_2 = n_2RT$ ...(β)
Mezcla: $PV_T = n_TRT$ ...(χ)

$$\frac{\chi}{\alpha} \Rightarrow \boxed{\frac{V_i}{V_T} = \frac{n_i}{n_T} = fm_i} \quad (\phi) \quad \therefore \quad \boxed{V_i = fm_i V_T}$$

En general: $\boxed{V_i = fm_i V_T}$

ϕ multiplicando × 100:

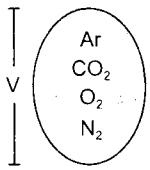
$$\frac{V_i}{V_T}(100) = \frac{n_i}{n_T}(100) = fm_i(100)$$

$\therefore$ $\boxed{\%V_i = \%n_i}$ relación de Avogadro.

Ejemplos:

1. Una mezcla gaseosa contiene 40 g de argón, 88 g de CO_2, 16 g de O_2 y 14 g de nitrógeno ocupando un volumen de 41,0 L. Sabiendo que la presión total es de 10 atmósferas; determinar para cada componente:

Resolución:



$P_T = 10$ atm
$V = 410$ L

m_i (g)	$\overline{M}_i$	$n_i = \frac{m_i}{\overline{M}_i}$	$fm_i = \frac{n_i}{n_T}$	$P_i = fm_i P_T$ atm
40	40	1	0,25	2,5
88	44	2	0,5	5
16	32	0,5	0,125	1,25
14	28	0,5	0,125	1,25
		$n_T = 4$	$Sfm_i = 1$	$P_T = 10$

$\overline{M}_T = \Sigma fm_i \overline{M}_i$

$\overline{M}_T = 0,25(40) + 0,5(44) + 0,125(32) + 0,125(28)$

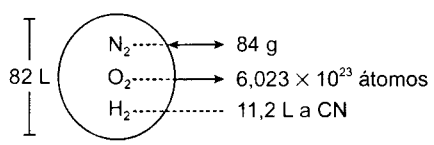
$\overline{M}_T = 39,5$

Por ecuación universal (mezcla) (PV = nRT)

$$T = \frac{P_T V}{n_T R} = \frac{10(41,0)}{0,082} = 1250 \text{ K}$$

2. En un recipiente de 82 L. se mezcla 84 g de N_2, $6,023 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno y el hidrógeno proveniente de un tanque es 11,2 L en condiciones normales. Si la temperatura de la mezcla gaseosa es 27 °C, calcular la presión total.

Resolución:



T = 27 °C = 300 K
P_T

Hallamos n_T:

$n_T = n_{N_2} + n_{O_2} + n_{H_2}$

$$n_T = \frac{84}{28} + 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos} \times \frac{1 \text{ moléc.}}{1 \text{ atomo}} \times \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \times 10^{23} \text{ moléc.}} \times \frac{11,2 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}}$$

$n_T = 4$ moles

Por la ecuación universal (PV = nRT)

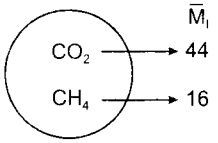
$$P_T = \frac{n_T R_T}{V} = \frac{4(0,082)300}{82} = 1,2 \text{ atm}$$

3. Hallar la masa molecular de una mezcla formada por CO_2 y CH_4, sabiendo que la fracción molar de CO_2 excede en 0,3 a la del metano.

Resolución:

$\overline{M}_M = fm_{CO_2}\overline{M}_{CO_2} + fm_{CH_4} + \overline{M}_{CH_4}$ ...(α)

Dato:



$fm_{CO_2} - fm_{CH_4} = 0,3$

$fm_{CO_2} + fm_{CH_4} = 1$

Sumando:

$fm_{CO_2} = 0,65$

$fm_{CH_4} = 0,35$

En (α):

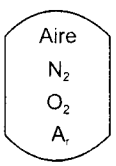
$\overline{M}_M = 0,65 \times 44 + 0,35 \times 16 \quad \therefore \overline{M}_M = 34,2$

4. La composición volumétrica del aire es 78% de nitrógeno, oxígeno 21% y argón 1%. Hallar la masa molecular de la mezcla.

Resolución:

Condición Avogadro: $\%V_i = fm_i(100)$

$$\boxed{fm_i = \frac{\%V_i}{100}}$$



$\%V_i$	fm_i	$\overline{M}_i$
78	0,78	28
21	0,21	32
1	0,01	40

$\overline{M}_M = \Sigma fm_i\overline{M}_i$

$\overline{M}_{aire} = 0,78 \times 28 + 0,21 \times 32 + 0,01 \times 40$

$\overline{M}_{aire} = 28,86$

5. La presión total de una mezcla gaseosa de O_2 y CO_2 es 8 atm. Calcular la masa molecular promedio de la mezcla sabiendo que la presión parcial del CO_2 es de 1520 mmHg.

Resolución:

$P_T = P_{O_2} + P_{CO_2} \Rightarrow P_{CO_2} = 1520 \text{ mmHg} = 2 \text{ atm}$

$\Rightarrow p_{O_2} = 6 \text{ atm}$

De: $\boxed{\frac{n_i}{n_T} = \frac{P_i}{P_T} = fm_i}$

$fm_{O_2} = \frac{2}{8}; \quad fm_{CO_2} = \frac{6}{8}$

$\overline{M}_M = \Sigma m_i\overline{M}_i \Rightarrow \overline{M}_M = \frac{2}{8} \times 32 + \frac{6}{8} \times 44 = 41$

6. En un compresor de 8,2 L se encuentran mezclados CO_2 y CH_4 a 27 °C. Si el número de moles de la mezcla es 7 y 36 su masa molecular, encuéntrese la presión parcial de cada gas (en atm).

Resolución:

$\boxed{P_i = fm_iP_T}$ ...(α)

Datos:

V = 8,2 L; T = 27 °C = 300 K; nT = 7; MT = 36

Aplicando ecuación universal: (PV = nRT)

$P_T = \frac{n_TRT}{V} = \frac{7(0,082)300}{8,2} \Rightarrow P_T = 21 \text{ atm}$

Hallando fm_i:

De: $\overline{M}_M = \Sigma\overline{M}_ifm_i$

$36 = fm_{CO_2}(44) + (1 - fm_{CO_2})16$

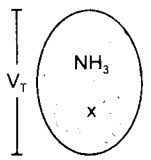
$fm_{CO_2} = 0,7; \quad fm_{CH_4} = 0,3$

En (α): $P_{CO_2} = 0,7 \times 21 = 14,7 \text{ atm}$

$P_{CH_4} = 6,3 \text{ atm}$

7. La fracción molar del amoniaco en una mezcla gaseosa es 0,25. ¿Cuántos litros de amoniaco habrá en 10 moles de mezcla en condiciones normales?

Resolución:



$n_T = 10 \text{ CN}$

$fm_{NH_3} = 0,25$

$\boxed{V_i = fm_iV_T}$ ...(α)

Sabemos:

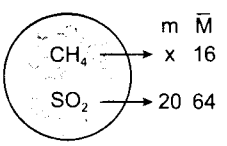
$n_T = \frac{V_T}{22,4 \text{ L}} \Rightarrow V_T = 22,4 \times 10$

$V_T = 224 \text{ L}$

En α: $V_{NH_3} = 0,25 \times 224 = 56 \text{ L}$

8. ¿Cuántos gramos CH_4 deben ser agregados a 20 g de SO_2 para obtener una mezcla en la cual las presiones parciales de sus componentes sean iguales?

Resolución:



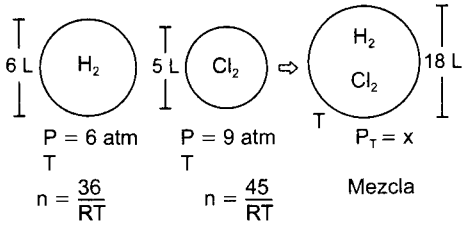
$P_i = \frac{n_i}{n_T}P_T$

Dato: $P_{CH_4} = P_{SO_2}$

$\Rightarrow n_{CH_4} = n_{SO_2} \Rightarrow \frac{m}{16} = \frac{20}{64} \quad \therefore m = 5 \text{ g}$

9. En un recipiente de 6 L se tiene H_2 a una presión de 6 atm, mientras que en otro recipiente de 5 L se tiene Cl_2 a una presión de 9 atm. El contenido de estos dos recipientes es vaciado en un recipiente de 18. ¿Cuál es la presión total de la mezcla?

Resolución:



En la mezcla:

$n_T = n_{H_2} + n_{Cl_2}$ (de la ecuación universal PV = nRT)

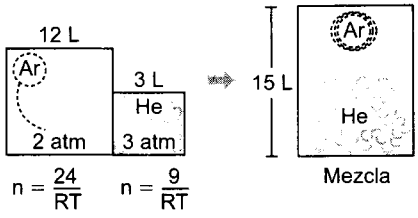
$n_T = \frac{81}{RT}$

$P_TV_T = n_TRT \Rightarrow P_T = \frac{\left(\frac{81}{RT}\right)RT}{18} = 4{,}5 \text{ atm}$

10. Un recipiente de 12 L que contiene Argón de 25 °C y 2 atm se conecta a otro de 3 L que contiene helio a 3 atm y 25 °C. ¿Cuál es la presión total de la mezcla en atm, si no hay cambio de temperatura?

Resolución:

Ecuación universal: $\left(n = \frac{PV}{RT}\right)$



Calculo de la P_T: $n_T = n_{Ar} + n_{He} = \frac{33}{RT}$

De la ecuación universal:

$PV = nRT$

$P_T = \frac{n_TRT}{V_T} = \frac{\left(\frac{33}{RT}\right)RT}{15} = 2{,}2 \text{ atm}$

11. Una mezcla gaseosa tiene la siguiente composición volumétrica 20% H_2: 40% O_2 y 40% He. ¿Cuál es la presión del H_2, si la presión parcial del O_2 es 2 atm?

Resolución:

De: $fm_i = \frac{\%V_i}{100}$ ...(α)

$P_i = fm_iP_T$ ...(β)

$fm_{H_2} = 0{,}2$; $fm_{O_2} = 0{,}4$

De (β): $P_{H_2} = 0{,}2P_T$

Ec. (β) para O_2: $2 = 0{,}4P_T$

$\Rightarrow \frac{P_{H_2}}{2} = \frac{0{,}2}{0{,}4} \Rightarrow P_{H_2} = 1 \text{ atm}$

12. Las presiones parciales de 4 gases en un recipiente de 6 L a 727 °C son:

$P_{CO_2} = 0{,}82$ atm $\quad P_{H_2} = 0{,}21$ atm

$P_{CO} = 0{,}84$ atm $\quad P_{H_2O} = 0{,}32$ atm

¿Cuántos gramos de CO_2 hay en el recipiente?

Resolución:

Aplicando la ecuación universal para el CO_2:

$PV = \frac{m}{\overline{M}}RT$

P = 0,82 atm; T = 727 °C = 1000 K

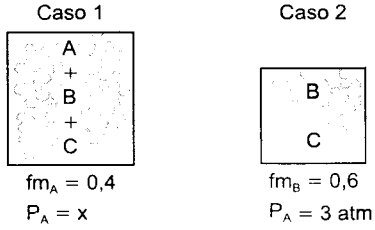
V = 6 L; $\overline{M} = 44$

$m_{CO_2} = \frac{PV\overline{M}}{RT} = \frac{0{,}82 \times 6 \times 44}{0{,}082 \times 1000} \Rightarrow m_{CO_2} = 2{,}64 \text{ g}$

13. La fracción molar de A en la mezcla A, B y C es 0,4. Se extrae en forma total A y la fracción molar de B en lo que queda es 0,6. Determinar la presión parcial de A en la mezcla inicial, si la presión parcial de B en la mezcla final es 3 atm.

Resolución:

$P_i = fm_iP_T$ ...(α)



Mezcla (2): $fm_C = 0{,}4$

De la ecuación (α):

$\frac{P_C}{P_B} = \frac{fm_C}{fm_B} \Rightarrow P_C = P_B\left(\frac{fm_C}{fm_B}\right) = 3\left(\frac{0{,}4}{0{,}6}\right) \Rightarrow P_C = 2 \text{ atm}$

En mezcla (1):

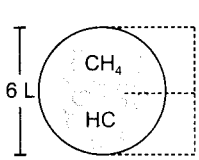
$P_T = P_A + P_B + P_C \Rightarrow P_T = 5 + P_A$ ...(β)

(β) en (α), para gas A:

$P_A = 0{,}4(5 + P_A) \quad \therefore P_A = 3{,}3$ atm

14. Se mezcla 80 g de metano con 78 g de otro hidrocarburo en un recipiente de 6 litros. Si el volumen parcial del hidrocarburo desconocido es 2,25 L en la mezcla, ¿qué volumen ocupará si estuviera solo a condiciones normales?

Resolución:



	V_i	m_i	$\overline{M}_i$	n_i
CH_4	3,75 L	80 g	16	5
HC	2,25 L	78 g	x	n

HC: hidrocarburo: $\boxed{V_{HC} = nV_m}$ en CN ...(α)

Aplicando: $v_i = \frac{n_i}{n_T} V_T$

Dividiendo: $\frac{2,25}{3,75} = \frac{n}{5} \Rightarrow n = 3$ mol

En ecuación (α):

$V_{HC} = 3 \times 22,4 \Rightarrow V_{HC} = 67,2$ L

15. En una mezcla gaseosa formada por O_2 y N_2, la presión parcial del O_2 es el doble de la presión del N_2. Calcular la masa de O_2 en la mezcla, si en la mezcla hay 8 moles de N_2.

Resolución:

$P_{O_2} = 2P_{N_2} \Rightarrow \left(\frac{n_{O_2}}{n_T}\right)P = 2\left(\frac{n_{N_2}}{n_T}\right)P$

$\frac{m_{O_2}}{\overline{M}_{O_2}} = 2n_{N_2} \Rightarrow m_{O_2} = 2 \times 8 \times 32 = 512$ g

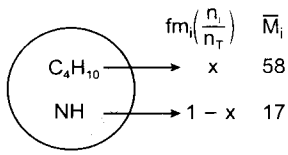
16. Una mezcla gaseosa formada por butano (C_4H_{10}) y amoniaco, que están en condiciones normales tiene una densidad relativa de 1,5. ¿Qué porcentaje en masa de amoniaco hay en la mezcla?

Resolución:

$D_R = \frac{D_M}{D_{aire}} = \frac{\overline{M}_M}{\overline{M}_{aire}}$

$\overline{M}_{aire} = 28,96$

$\overline{M}_M = 1,5 \times 28,96 \quad \therefore \overline{M}_M = 43,44$



$43,44 = 58(x) + 17(1 - x)$

$x = 0,64 = fm_{C_4H_{10}} \Rightarrow 0,36 = fm_{NH_3}$

Relacionando moles: $\frac{n_{NH_3}}{n_{C_4H_{10}}} = \frac{0,36}{0,64} = \frac{9}{16}$

$\Rightarrow m_{NH_3} = \left(\frac{9}{16} n_{C_4H_{10}}\right)17 \quad ...(\alpha)$

$n_T = n_{NH_3} + n_{C_4H_{10}} \Rightarrow n_T = \frac{25}{16} n_{C_4H_{10}}$

$m_T = n_T \overline{M}_T = \left(\frac{25}{16} n_{C_4H_{10}}\right)43,44 \quad ...(\beta)$

$\%m_{NH_3} = \left(\frac{m_{NH_3}}{m_T}\right)100 \quad ...(\chi)$

Reemplazando (α) y (β) en (χ):

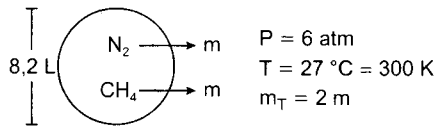
$$\%m_{NH_3} = \frac{\left(\frac{9}{16} n_{C_4H_{10}}\right)17}{\left(\frac{25}{16} n_{C_4H_{10}}\right)43,44} \Rightarrow m_{NH_3} = 14\%$$

17. En un recipiente de 8,2 L se introducen masas iguales de nitrógeno y metano. Calcular la masa total a una presión de 6 atm y 27 °C.

Resolución:

Aplicando ecuación universal: $PV = nRT$

$m_T = 2m$



$n_T = \frac{P_T V}{RT} = \frac{6(8,2)}{0,082(300)} \Rightarrow n_T = 2$ mol

$n_T = n_{N_2} + n_{CH_4} \Rightarrow 2 = \frac{m}{28} + \frac{m}{16} \Rightarrow m = 20,4$ g

$\therefore m_T = 2m = 2 \times 20,4 = 40,8$ g

18. En una mezcla gaseosa de "n" componentes, se sabe que:

$fm(1) + fm(2) + fm(3) + ... + fm(n-1) = 0,8$

Si la presión total es 4 atm, hallar a la presión parcial del enésimo componente.

Resolución:

$\sum_{i=1}^{n} fm_i = 1$

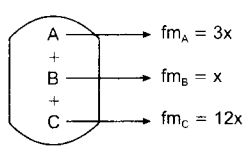
$\underbrace{fm(1) + fm(2) + fm(3) + ... + fm(n-1)}_{0,8} + fm(n) = 1$

$fm(n) = 0,2$

$P_n = fm(n)P_T \Rightarrow P_n = 0,2 \times 4 \quad \therefore P_n = 0,8$ atm

19. Se tiene una mezcla de 3 gases donde la fracción molar del tercer gas es el cuádruple del 1.° y la del primero el triple del tercero. Determinar la presión total de la mezcla, si la presión parcial del tercer gas es 471 mmHg.

Resolución:



$P_C = 471$ mmHg

Condición: $3x + x + 12x = 1 \Rightarrow x = \frac{1}{16}$

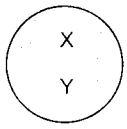
$fm_{(C)} = 12\left(\frac{1}{16}\right) = \frac{3}{4}$

De: $P_i = fm_i P_T \Rightarrow P_T = \frac{P_i}{fm_i}$

$\therefore P_T = \frac{471}{3/4} = 628$ mmHg

20. Una mezcla dada consiste solamente de una sustancia X pura y la sustancia Y pura. La masa total de la mezcla es 3,72 g y el número total de moles es 0,060; si la masa de 1 mol de Y es 48 g y en la mezcla hay 0,020 moles de X, ¿cuál es la masa molecular de X?

Resolución:



De: $n_T = n_X + n_Y$

$\Rightarrow n_Y = 0{,}04 \ \wedge \ \overline{M}_Y = 48$

$m_T = m_X + m_Y$

$m_T = 3{,}72$ g; $n_T = 0{,}06$; $n_X = 0{,}02$

$3{,}72 = n_X\overline{M}_X + n_Y\overline{M}_Y = m_T$

$3{,}72 = (0{,}02)\overline{M}_X + 0{,}04(48) \quad \therefore \ \overline{M}_X = 90$ g/mol

21. La masa de 3,3 L medidos a condiciones normales, de una mezcla de gases CO y CO_2 es de 5 g. Hallar el volumen de cada gas en la mezcla (en litros).
Ar: C = 12; O = 16

Resolución:

Para la mezcla:

m = 5 g; T = 0 °C = 273 K
V = 3,3 L; P = 1 atm (CN)

Aplicando la ecuación universal:

$$PV = \frac{m}{\overline{M}}RT \Rightarrow RT$$

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{5(0{,}082)(273)}{1(3{,}3)} = 33{,}9 \text{ g/mol}$$

$$\underbrace{\text{Mezcla}}_{\overline{M}_M = 33{,}9} \begin{cases} CO & \overline{M} = 28 \\ CO_2 & \overline{M} = 44 \end{cases}$$

$\overline{M}_M = \Sigma fm_i\overline{M}_i$

$33{,}9 = fm_{(CO)}28 + (1 - fm_{(CO)})44$

$fm_{(CO)} = 0{,}63 \ \wedge \ fm_{(CO_2)} = 0{,}37$

De: $V_i = fm_iV_T$

$V_{CO} = 0{,}63 \times 3{,}3 = 2{,}1$ L

$V_{(CO_2)} = 0{,}37 \times 3{,}3 = 1{,}2$ L

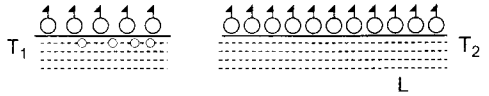
GASES HÚMEDOS

Recolección de gases

Se producen a través de líquidos volátiles, como el agua, obteniéndose una mezcla formada por el gas que se recoge más el vapor del líquido producido a una determinada temperatura.

A esta mezcla constituida por el gas seco más el vapor del líquido se denomina gas húmedo y cumple la ley de Daiton.

Debemos recordar que la evaporación de los líquidos es un fenómeno que ocurre en la superficie a cualquier temperatura.

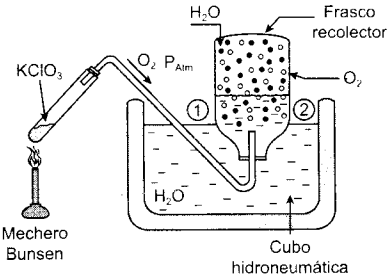


$\therefore \ T_2 > T_1$

Ejemplo:

Obtención del gas O_2.

$$KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} KCl_{(s)} + O_{2(g)}$$



○ : moléculas O_2 ; ● : moléculas H_2O

Gas húmedo = gas seco + vapor
(O_2) (H_2O)

Se cumple:

$P_1 = P_2$ ...(α)

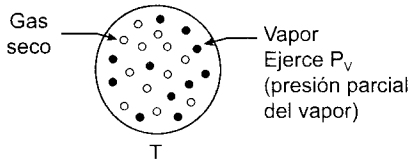
$P_1 = P_{atm} = P_{g(h)}$

Por Dalton en (α): $\boxed{P_{g(h)} = P_{g(s)} = P_v}$

$P_{g(h)}$: Presión del gas húmedo
$P_{g(s)}$: Presión del gas seco
P_v: Presión del vapor del líquido

PRESIÓN DEL VAPOR (P_V)

Es la presión que ejerce el vapor de un líquido a una determinada temperatura. Llamando presión parcial del vapor, al encontrarse acompañado con otros gases.

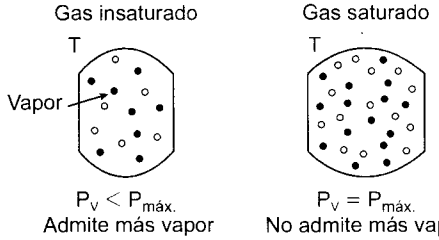


Presión de vapor saturado ($P_V^{°C}$ o T_V)

Es la máxima presión que ejerce el vapor de un líquido producido a una determinada temperatura; estableciéndose un equilibrio dinámico entre la evaporación y la condensación.

Estos valores de la presión se encuentran tabulados para los diferentes líquidos y distintas temperaturas.

La presión del vapor solamente depende de la temperatura y la naturaleza del líquido.



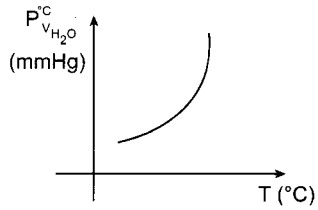
Ejemplo:

Tabla de valores de la presión de vapor de H_2O, a diferentes temperaturas.

T (°C)	P_v mmHg
0	4,6
1	4,9
2	5,3
3	5,7
4	6,1
5	6,5
6	7,0
7	7,5
8	8,0
9	8,6
10	9,2
11	9,8
12	10,5
13	11,2
14	12,0
15	12,8
16	13,6
17	14,5
18	15,5
19	16,5
20	17,5
21	18,7
22	19,8
23	21,1
24	22,4

T (°C)	P_v mmHg
25	23,8
26	25,2
27	26,7
28	28,3
29	30,0
30	31,8
31	33,7
32	35,7
33	37,7
34	39,9
35	42,2
40	55,3
45	71,9
50	92,5
55	118
60	149
65	188
70	233
75	289
80	355
85	434
90	526
95	634
100	760
105	906

Gráfica:



◀ HUMEDAD RELATIVA (HR)

Es el porcentaje de saturación que ejerce el vapor de un líquido (agua cuando se trata del ambiente) y se calcula de la siguiente manera:

$$P_V^{°C} \text{ —— } 100\%$$
$$P_V \text{ —— } HR$$

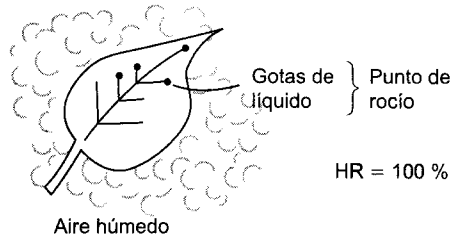
$$\Rightarrow \boxed{HR = \left(\frac{P_V}{P_V^{°C}}\right)100} \quad ...(\beta)$$

P_V: Presión parcial del vapor de agua

$P_V^{°C}$: Presión de vapor a T (°C)

◀ PUNTO DE ROCÍO

Es la temperatura a la cual la humedad relativa se hace el 100%, es decir, el ambiente se satura de humedad. Cualquier exceso de vapor de agua se condensa denominándose rocío a dichas gotitas de agua.



Conclusión:

De la ecuación: $\boxed{P_V = P_V^{°C}\left(\frac{HR}{100}\right)}$ ...(χ)

a. Si el vapor está saturado: HR = 100%

En (χ): $\boxed{P_V = P_V^{°C}}$

En (α): $\boxed{P_{g(h)}P_{g(s)} + P_V^{°C}}$

b. Si el vapor no está saturado: HR < 100%

(χ) en (α):

$$\boxed{P_{g(h)} = P_{g(s)} + P_V^{°C}\left(\frac{HR}{100}\right)}$$

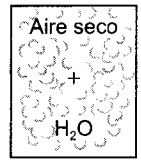
Si no se indicase la HR, asúmase HR = 100% (para los problemas).

Ejemplos:

1. Se quiere determinar la masa de vapor de agua que hay en una habitación de 4 m^3, si el ambiente se encuentra a 20 °C y saturado de humedad.
   Dato: $P_{H_2O}^{20°C} = 17,5$ mmHg

   Resolución:

   Saturado de humedad (HR = 100%)

   $P_V = P_{H_2O}^{20°C} = 17,5$ mmHg

   $\overline{M}_{H_2O} = 18$

   $R = 62,4$

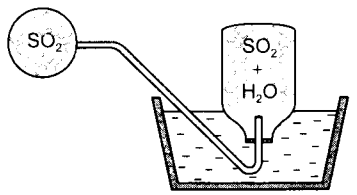
   $T = 20\ °C = 298\ K$

   Aplicando ecuación universal: $PV = \frac{m}{\overline{M}}RT$

   $$m_{H_2O} = \frac{PV\overline{M}}{RT} = \frac{17,5 \times 4000 \times 18}{62,4 \times 298} \Rightarrow m_{H_2O} = 69\ g$$

2. Se recoge el SO_2 en agua a 786 mmHg y 75 °C en un recipiente de 21 L. Si el gas tiene una humedad relativa de 80%, ¿qué masa de gas se ha recogido? $P_{H_2O}^{7°C}$

Resolución:



Datos:

$P_{g(h)} = 786$ mmHg HR = 80%

$V = 9,1$ L

$T = 7$ °C $= 280$ K $R = 62,4 \dfrac{\text{mmHg L}}{\text{mol R}}$

$\bar{M}_{SO_2} = 64$

De: $HR = \left(\dfrac{P_v}{P_v^{°C}}\right)100$

$P_{H_2O} = \dfrac{80}{100} \times 7,5 = 6$ mmHg

$P_{g(h)} = P_{SO_2} + P_{H_2O} = 786 = P_{SO_2} + 6$

$P = 780$ mmHg

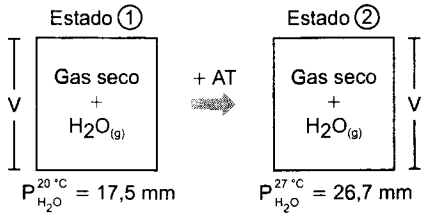
Aplicando ecuación universal: $PV = \dfrac{m}{\bar{M}}RT$

$m_{SO_2} = \dfrac{PV\bar{M}}{RT} = \dfrac{780 \times 21 \times 64}{62,4 \times 280}$ $\therefore m_{SO_2} = 60$ g

3. Se tiene un gas saturado de vapor de agua a 20 °C. ¿Cuál será su humedad relativa cuando se eleva la temperatura del gas a 27 °C?

$P_{H_2O}^{20°C} = 17,5$ mmHg; $P_{H_2O}^{27°C} = 26,7$ mmHg

Resolución:



Saturado: HR = 100% ⇒ $P_{H_2O}^{20°C} = P_{H_2O} = 17,5$ mm

Estado (2) a 27 °C: $HR^{(2)} = \left(\dfrac{P_{H_2O}^{(2)}}{P_{H_2O}^{27°C}}\right)100$ ...(α)

Cálculo de $P_{H_2O}^{(2)}$:

Por Gay-Lussac (V = cte.)

$\dfrac{P_{vapor(1)}}{T_1} = \dfrac{P_{vapor(2)}}{T_2} \Rightarrow \dfrac{17,5}{293} = \dfrac{P_{H_2O}^{(2)}}{300}$

$\Rightarrow P_{H_2O}^{(2)} = 17,91$ mmHg

En (α):

$HR^{(2)} = \dfrac{17,91}{26,7} \times 100$ $\therefore HR^{(2)} = 67\%$

4. Se recoge gas hidrógeno sobre agua 25 °C. El volumen del gas recogido es 55 cm^3 y la presión barométrica es de 758 torr. Si el gas estuviera seco y medido en CN, ¿cuál sería su volumen?

$P_{H_2O}^{25°C} = 23,8$ torr

Resolución:

$P_{g(h)} = 758$ torr; $V = 55$ cm^3;

$T = 25$ °C $= 298$ K

Por Dalton: $P_{g(h)} = P_{\text{gas seco}} + P_V$

Considera: HR = 100%... ⇒ $P_{H_2O} = P_{H_2O}^{25°C} = 23,8$ torr

$\therefore P_{H_2} = 758 - 23,8 = 734,2$ mmHg

Estado (1)	Estado (2) (CN)
$P_{H_2} = 734,2$ mm	$P = 760$ mm
$V = 55$ cm^3	$T = 273$ K

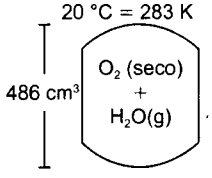
Por la ley general:

$\dfrac{P_1V_1}{T_1} = \dfrac{P_2V_2}{T_2} = \dfrac{734,2 \times 55}{298} = \dfrac{760V}{273}$ $\therefore V = 48$ cm^3

5. Una muestra de oxígeno húmedo; que ocupa 486 cm^3 a 20 °C y 790 torr, está saturado de vapor de agua en un 80%. ¿Cuál será el volumen ocupado por el oxígeno seco a 25 °C y 800 torr?

$P_{H_2O}^{20°C} = 17,5$ mmHg

Resolución:



Para el O_2:

$T = 25$ °C $= 298$ K

$P = 800$ torr

$P_{g(h)} = 790$ torr

HR = 80%

Sabemos:

$P_{g(h)} = P_{\text{gas seco}} + \dfrac{HR}{100}P_v^{°C}$

$P_{\underset{\text{seco}}{O_2}} = 790 - \dfrac{80}{100} \times 17,5 = 776$ mmHg

Aplicando ley general para el O_2:

$\left(\dfrac{P_1V_1}{T_1} = \dfrac{P_2V_2}{T_2}\right) = \dfrac{776 \times 486}{293} = \dfrac{800V_2}{298}$

$V_2 = 479$ cm^3

6. La presión de vapor de cierto líquido con HR = 90% es X mmHg y es igual a la presión de vapor de otro líquido a la misma temperatura con HR = 30%. Si la suma de las presiones de vapor saturado de cada uno de ellos es 80 mmHg, ¿cuál es el valor de X?

Resolución:

Líquido: L	Líquido: A
HR = 90%	HR = 30%
$P_V = X$ mm	$P_v = X$ mm
P_L^T: presión vapor saturado	P_A^T

De: $HR = \left(\frac{P_V}{P_V^T}\right)100$

Datos: $P_L^T + P_A^T = 80$ ...(α)

$90 = \left(\frac{X}{P_L^T}\right)100$ ...(β)

$30 = \left(\frac{X}{P_A^T}\right)100$ ...(θ)

β/θ: $\frac{90}{30} = \frac{P_A^T}{P_L^T}$; en ($\alpha$): $P_L^T = 20$ mm

$\therefore$ En (β): $X = 18$ mm

7. El Senamhi informa: temperatura promedio para mañana 27 °C; HR = 80% y presión barométrica es 752 torr. ¿Cuántos gramos de vapor habrá por cada mol de aire ambiental? $P_{H_2O}^{27\,°C} = 27$ torr

Resolución:

T = 27 °C (300 K); $P_{g(h)} = 752$ torr; HR = 80%;

Presión parcial: $P_i = \left(\frac{n_i}{n_T}\right)P_T$

$$\frac{n_{H_2O}}{n_T} = \frac{P_{H_2O}}{P_{g(h)}} \Rightarrow \frac{m_{H_2O}}{n_T} = \frac{P_{H_2O}\overline{M}_{H_2O}}{P_{g(h)}}$$

$$\frac{m_{H_2O}}{n_T} = \frac{\frac{80}{100}\times 27 \times 18}{752} \Rightarrow \frac{m_{H_2O}}{n_T} = 0{,}5$$

8. La presión de vapor no saturado del agua a 94 °C con HR = 93,5% es 570 mmHg. ¿En cuál de las siguientes localidades hervirá el agua a esta temperatura?
Se indica la presión atmosférica en cada localidad.
I. Ventanilla 760 mmHg
II. Lima 750 mmHg
III. Chaclacayo 730 mmHg
IV. San Mateo 610 mmHg
V. Morococha 570 mmHg

Resolución:

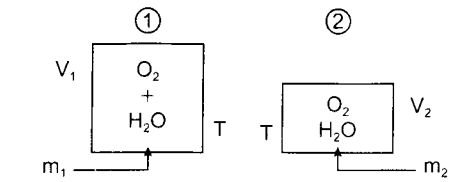
$$HR = \left(\frac{P_V}{P_{H_2O}^{C}}\right)100 \Rightarrow P_V^{°C} = \left(\frac{P_V}{HR}\right)100$$

$$\Rightarrow P_{H_2O}^{94\,°C} = \frac{570}{93{,}5}\times 100 = 610 \text{ mmHg}$$

Por lo tanto, hervirá en San Mateo.

9. Se tiene en cierto volumen una masa de oxígeno saturado de vapor de agua a cierta temperatura. Si se observa que al reducir el volumen del gas conservando la temperatura, se condensan 4 g de agua. ¿Cuántos gramos de vapor de agua existían inicialmente sabiendo además que la presión del oxígeno en el recipiente varía de 6 a 8 atm?

Resolución:



m_1, m_2: masa del agua
Para el oxígeno:
$P_1 = 6$ ..... V_1
$P_2 = 8$ ..... V_2
$\Rightarrow$ T = cte. (proceso isotérmico)
$P_1V_1 = P_2V_2$

Reemplazando: $\frac{V_1}{V_2} = \frac{8}{6} = \frac{4}{3}$ ...(α)

Vapor de H_2O:
Gas saturado: HR = 100% $\wedge$ $P_{H_2O} = P_{H_2O}^T$
Condensa (H_2O): $m_1 - m_2 = 44$ ...(β)

Por ecuación universal: $m = \frac{PV\overline{M}}{RT}$

P_{H_2O} y T permanecen constantes.

$$\left.\begin{array}{l} m_1 = \frac{P_{H_2O}V_1(18)}{RT} \\ m_2 = \frac{P_{H_2O}V_2(18)}{RT} \end{array}\right\} \frac{m_1}{m_2} = \frac{V_1}{V_2}$$

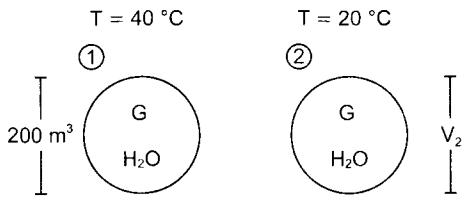
$\therefore \frac{m_1}{m_2} = \frac{4}{3}$ ...(α)

(α) en (β): $m_1 - \frac{3}{4}m_1 = 4$

$\therefore m_1 = 16$ g H_2O (inicial)

10. Un tanque con gas de alumbrado cerrado con agua a 40 °C y presión de 1 atm contiene 200 m^3 de gas. La temperatura disminuye a 20 °C y la presión aumenta a 800 torr. ¿Cuál será el volumen del gas húmedo en estas condiciones?
$P_{H_2O}^{20\,°C} = 17{,}5$ mmHg; $P_{H_2O}^{40\,°C} = 55{,}3$ mmHg

Resolución:



$P_{T_1} = 1\text{atm} = 760$ torr $\quad P_{T_2} = 800$ torr

Sabemos: $P_{g(h)} = P_T = P_{g(seco)} + P_{H_2O}$
$P_{gas} = P_T - P_{H_2O}$ ...(α)
Como el gas cambia de un estado 1 a 2, aplicamos la ley general de los gases:

$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$ ...masa gaseosa constante

Aplicando ecuación (α):

$$\frac{200(760-55,3)}{40+273}=\frac{(800-17,5)V_2}{20+273} \quad \therefore V_2 = 168\ m^3$$

11. Calcular cuál es el número de moles de hidrógeno seco producidos, al hacer reaccionar una lámina de magnesio con ácido clorhídrico en una experiencia similar realizada en laboratorio. Los datos son los siguientes:

P_{atm} = 760 torr; T = 27 °C; P_{H_2O} = 20 torr

V_{H_2O} = desplazada = 30 cm^3

Resolución:

n_{H_2} = seco; R = 62,4 $\frac{mmHg\,L}{Kmol}$; T = 27 °C (300 K)

$Pg_{H_2} = P_T - P_{H_2O} \Rightarrow Pg_{H_2} = 740$ torr

V_{H_2} = 30 cm^3(0.030 L)

De la ecuación universal: PV = nRT

$$n_{H_2}=\frac{740\times 0,030}{62,4\times 300} \quad \therefore n_{H_2} = 1,18\times 10^{-3}\ moles$$

LEY DE DIFUSIÓN GASEOSA O LEY DE THOMAS GRAHAM

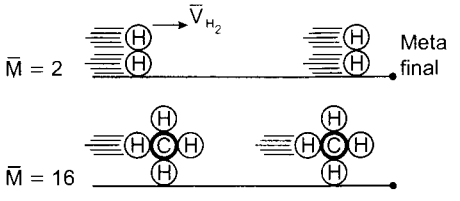
Cuando las moléculas de un gas atraviesan un determinado volumen, lo hacen a una determinada velocidad de "efusión" y cuando las moléculas de un gas se desplazan a través de otro lo hacen con una determinada velocidad de "difusión".

A las mismas condiciones de presión y temperatura, la velocidad relativa de difusión o efusión de dos gases es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de sus masas moleculares.

$$\boxed{\frac{\overline{V}_A}{\overline{V}_B}=\sqrt{\frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_A}}}$$

$\overline{V}$: velocidad de difusión $\left(\frac{L}{mm};\frac{L}{s};\text{etc.}\right)$

Ejemplo:



Llega primero a la meta: H_2

Por lo tanto, menor $\overline{M}_i$ mayor será su $\overline{V}_i$

Demostración por teoría cinética: $\overline{V}=\sqrt{\frac{3RT}{\overline{M}}}$

Gas A: $\overline{V}_A=\sqrt{\frac{3RT}{\overline{M}_A}}$ ...(α)

Gas B: $\overline{V}_B=\sqrt{\frac{3RT}{\overline{M}_B}}$ ...(β)

α/β: $\frac{\overline{V}_A}{\overline{V}_B}=\sqrt{\frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_A}}$ ...(θ)

En función de densidad

Por: ecuación universal ($P\overline{M}$ = DRT)

Gas A: $P\overline{M}_A = D_ART$

Gas B: $P\overline{M}_B = D_BRT$

Dividiendo: $\boxed{\frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_A}=\frac{D_B}{D_A}}$

En θ: $\boxed{\frac{\overline{V}_A}{\overline{V}_B}=\sqrt{\frac{D_B}{D_A}}}$ ...(ϕ)

En función del tiempo de difusión (t)

$$\overline{V}=\frac{\text{volumen}}{\text{tiempo}}=\frac{V}{t}$$

Para un mismo volumen (V)

En θ: $\frac{\frac{V}{t_A}}{\frac{V}{t_B}}=\sqrt{\frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_A}} \Rightarrow \boxed{\frac{t_B}{t_A}=\sqrt{\frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_A}}}$

El tiempo de difusión es directamente proporcional a su masa molecular.

Ejemplos:

1. ¿Quién se difunde más rápidamente?

I. O_2 II. H_2 III. CO_2 IV) N_2

Resolución:

$\overline{V}_i \alpha \frac{1}{\sqrt{\overline{M}_i}}$

Se difunde más rápidamente aquel que tenga menor masa molecular H_2 ($\overline{M}$ = 2); O_2 (32); CO_2 (44); N_2 (28).

Por lo tanto, se difunde más rápido: II

2. 200 L de HBr se difunden en 4 min a ciertas condiciones de P y T. ¿Cuánto tardará en difundirse 1600 L de CH_4 a las mismas condiciones?

$\overline{M}_{HBr}$ = 81; $\overline{M}_{CH_4}$ = 16

Resolución:

De: $\overline{V}_i=\frac{\text{volumen}}{\text{tiempo}}$

$$\Rightarrow \overline{V}_{HBr}=\frac{200\,L}{4\,min} \wedge \overline{V}_{CH_4}=\frac{1600}{t}$$

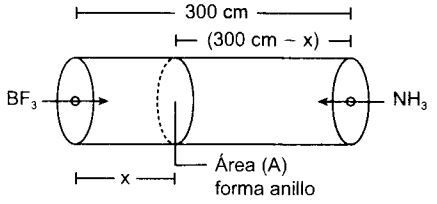
Por Graham:

$$\frac{\overline{V}_{HBr}}{\overline{V}_{CH_4}}=\sqrt{\frac{\overline{M}_{CH_4}}{\overline{M}_{HBr}}} \Rightarrow \frac{\frac{200}{4}}{\frac{1600}{t}}=\sqrt{\frac{16}{81}} \quad \therefore t = 14,2\ min.$$

3. Un tubo de 300 cm de longitud está provisto de orificios de entrada en sus dos extremos, por lo que ingresa simultáneamente BF_3 y NH_3. Los gases reaccionan para formar un sólido blanco. ¿Calcular a que distancia del BF_3 aparecerá un anillo blanco sólido?

$\overline{M}_{BF_3}$ = 68; $\overline{M}_{NH_3}$ = 17

Resolución:



Por Graham: simultáneamente (tiempos iguales)

$$\frac{\overline{V}_{BF_3}}{\overline{V}_{NH_3}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{NH_3}}{\overline{M}_{BF_3}}} \Rightarrow \frac{\frac{\overline{V}_{BF_3}}{t}}{\frac{\overline{V}_{NH_3}}{t}} = \sqrt{\frac{17}{68}}$$

$$\frac{Ax}{A(300-x)} = \frac{1}{2} \quad \therefore x = 100$$

4. Se tiene 120 g de un gas dentro de un balón de 30 L de capacidad y a 2 atm de presión. Calcular la temperatura a la que se encuentra el gas sabiendo que el volumen determinado de este gas demora un tiempo que es el triple que el empleado por un volumen igual de O_2, en pasar por un mismo orificio y en las mismas condiciones.

Resolución:

m = 120 g; V = 30 L; P = 2 atm; $\overline{M}$ = ?

Caso 2 (difusión):

Gas X ——→ V t = 3x

Gas O_2 ——→ V t = x

Por Graham caso 1:

$$\frac{t_X}{t_{O_2}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_X}{\overline{M}_{O_2}}} \Rightarrow \frac{3x}{x} = \sqrt{\frac{\overline{M}_X}{32}} \Rightarrow \overline{M}_X = 288$$

Para el gas X aplicamos ecuación universal:

$$PV = \frac{m}{\overline{M}}RT \Rightarrow T = \frac{PVM}{mR} = \frac{2 \times 30 \times 288}{0,082 \times 120}$$

$\therefore$ T = 1756 K

5. Se requieren 16 s para que 250 mL de CH_4 se difundan a través de una pequeña abertura. Bajo las mismas condiciones de presión y temperatura. ¿Cuánto tiempo se requerirá para que difundan 1500 mL de SO_2?

Resolución:

Gas CH_4 ($\overline{M}$ = 16) Gas SO_2 ($\overline{M}$ = 64)

t = 16 s V = 1500 mL

V = 250 mL

Por Graham:

$$\frac{\overline{V}_{CH_4}}{\overline{V}_{SO_2}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{SO_2}}{\overline{M}_{CH_4}}} \Rightarrow \frac{\frac{250}{16}}{\frac{1500}{t}} = \sqrt{\frac{64}{16}} \quad \therefore t = 192 \text{ s}$$

6. La masa de metano se difunde a través de un tubo largo y demora 3 s en hacerlo, ¿qué tiempo demorará el gas hidrógeno en difundirse por el mismo tubo bajo las mismas condiciones de T y P?

Resolución:

$$\frac{t_{H_2}}{t_{CH_4}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_{H_2}}{\overline{M}_{CH_4}}} \Rightarrow \frac{t_{H_2}}{3} = \sqrt{\frac{2}{16}} \Rightarrow t_{H_2} = 1,06 \text{ s}$$

7. A ciertas condiciones, el oxígeno tarda 4 veces más que el hidrógeno en difundirse a través de un tubo de longitud L. Calcular la densidad relativa del oxígeno con respecto al hidrógeno.

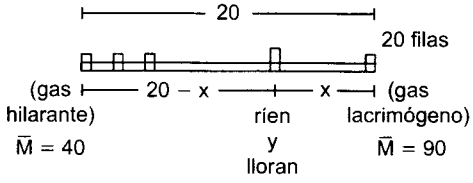
Resolución:

$$\Rightarrow t_{O_2} = 4t_{H_2} \quad \therefore \frac{t_{O_2}}{t_{H_2}} = \sqrt{\frac{D_{O_2}}{D_{H_2}}}$$

Reemplazando: $\frac{4t_{H_2}}{t_{H_2}} = \sqrt{\frac{D_{O_2}}{D_{H_2}}} \quad \therefore \frac{D_{O_2}}{D_{H_2}} = 16$

8. En un salón de clases se colocan en los extremos gas lacrimógeno ($\overline{M}$ = 90) y gas hilarante ($\overline{M}$ = 40). Si hay 20 filas de carpetas llenas de alumnos, ¿en qué fila los alumnos sentirán los efectos simultáneos de ambos gases?

Resolución:



Por Graham:

$$\frac{\overline{V}_H}{\overline{V}_L} = \sqrt{\frac{\overline{M}_L}{\overline{M}_H}} \Rightarrow \left(\frac{20-x}{x}\right)\sqrt{\frac{90}{40}} = \frac{3}{2} \quad \therefore x = 8$$

9. 86 mL de una mezcla gaseosa formada por NH_3 y O_2 se difunde en un frasco en 25 s; si 40 mL de O_2 se difunden en el mismo frasco en 14 s, ¿qué porcentaje en volumen de O_2 hay en la mezcla formada por este gas y NH_3?

Resolución:

Mezcla	**O_2**
$NH_3 + O_2$	
V = 86 mL	V = 40 mL
t = 25 s	t = 14 s

$$\underbrace{\%V_{O_2}}_{\text{mezcla}} = \left(\frac{V_{O_2}}{V_M}\right)100 \quad ...(\alpha)$$

Por Graham: $\frac{\overline{V}_{O_2}}{\overline{V}_M} = \sqrt{\frac{\overline{M}_M}{\overline{M}_{O_2}}} \Rightarrow \frac{\frac{40}{14}}{\frac{86}{25}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_M}{32}}$

$\therefore \overline{M}_M = 22$

De la ecuación, el peso molecular promedio:

($\overline{M}_M = \Sigma fm_i\overline{M}_i$)

$22 = 17x + 32(1 - x) \Rightarrow x = 2/3$

$x = fm_{NH_3} = 2/3$ $fm_{O_2} = 1/3$

Condición de Avogadro:

$$fm_i = \frac{V_i}{V_T} \Rightarrow fm_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_M} = \frac{1}{3}$$

En (α): %V = 33,3%

PROBLEMAS RESUELTOS

1. El gas metano (CH_4) se encuentra a la presión de 2 atm y 127 °C, ocupando un volumen de 8 L. ¿Qué volumen (en L) ocupará a condiciones normales, la misma masa de gas? Determinar también, en cuánto ha variado la densidad del gas (en g/L).

Resolución:

Se tiene gas metano (CH_4) a las condiciones:

$P = 2$ atm; $T = 127$ °C $= 400$ K; $V = 8$ L

$$D = \frac{P\bar{M}}{RT} = \frac{2 \times 16}{0,082 \times 400} \quad \therefore D = 0,976 \text{ g/L}$$

Se le lleva a condiciones normales:

$P = 1$ atm; $T = 273$ K

$$D_{(CN)} = \frac{\bar{M}g}{22,4\,L} = \frac{16\,g}{22,4\,L} = 0,714 \text{ g/L}$$

Su nuevo volumen lo hallamos de:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{2 \times 8}{400} = \frac{1V_2}{273} \quad \therefore V_2 = 10,92 \text{ L}$$

Además:

$\Delta D = 0,976 - 0,714 \Rightarrow \Delta D = 0,262$ g/L

2. Un gas ideal ocupa un volumen de 5 L. Si la presión se incrementa en 50% y su temperatura absoluta disminuye en 30%, ¿qué variación tiene el volumen? Considerar la misma masa de gas en el proceso.

Resolución:

Cierto gas se encuentra a:

$P_1 = P$; $T_1 = T$; $V = 5$ L

Su presión se incrementa en 50% y su temperatura disminuye en 30%.

$P_2 = 1,5P$; $T_2 = 0,7T$

Ley del proceso isomásico:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{P(5)}{T} = \frac{1,5(P)(V_2)}{0,7T}$$

$\therefore V_2 = 2,3$ L

Disminuyó en 53% ($\Delta V = 2,7$ L)

$$\%\,V = \frac{2,7\,L}{5\,L} \times 100 = 54$$

3. Una habitación tiene 5 m × 4 m × 4 m. ¿Entra o sale aire de este recinto?, ¿cuánto?, si la temperatura en él varía de 27 °C a −3 °C permaneciendo constante la presión.

Resolución:

Una habitación con dimensiones 5 m × 4 m × 4 m contiene aire cuyo volumen es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{80}{300} = \frac{V_2}{270} \quad \therefore V = 5 \times 4 \times 4 = 80 \text{ m}^3$$

Se encuentra a 27 °C (300 K), se enfría hasta −3 °C (270 K) por lo que ingresa aire para mantener constante la presión.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{80}{300} = \frac{V_2}{270} \quad \therefore V_2 = 72 \text{ m}^3$$

$\Delta V = 8$ m^3

4. El hidrógeno que está almacenado en un cilindro metálico tiene una presión de 252 atm a 25 °C. ¿Cuál será la presión en el cilindro (en atm) cuando se sumerja en nitrógeno líquido a −196 °C?

Resolución:

En un recipiente de volumen constante se tiene gas H_2 donde:

$P = 252$ atm; $T = 25$ °C $= 298$ K

Este se sumerge en nitrógeno líquido, enfriándose hasta: $T = 196$ °C $= 77$ K

Su nueva presión lo hallamos de:

$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$: Ley de Gay-Lussac

$$\frac{252}{298} = \frac{P_2}{77} \quad \therefore P_2 = 65,1 \text{ atm}$$

5. Indicar cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta, respecto a los gases ideales:

I. Son considerados de masas puntuales porque su volumen es despreciable.

II. Según Charles, a presión constante el volumen aumenta cuando aumenta la temperatura.

III. Según Boyle, PV = constante si la temperatura no varía.

IV. La presión y el volumen de los gases varían en forma directamente proporcional.

V. La presión varía de modo directamente proporcional a la temperatura.

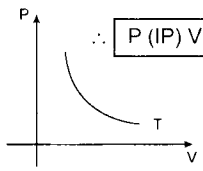
Resolución:

I. **Correcto**
Se consideran formados por moléculas puntuales, es decir, poseen masa pero su volumen es despreciable.

II. **Correcto**
La ley de Charles (P = cte.). Establece que en un proceso isobárico, el volumen y la temperatura son proporcionales.

III. **Correcto**
La ley de Boyle (T = cte.) establece que en un proceso isotérmico el producto PV = cte.

IV. **Incorrecto**
Gráfica: P vs. V, según la ley de Boyle:



$\therefore$ P (IP) V

V. **Correcto**
En un proceso isocórico (V = cte.) la presión y la temperatura son proporcionales: Ley de Gay-Lussac.

∴ Es incorrecto: IV

6. A 290 K y presión de $2,16 \times 10^5$ Pa, 3,00 g de gas cloro ocupan un volumen de 0,4723 dm^3. Calcular la masa molar del cloro y su densidad.
Dato: 1 atm = 101 325 Pa

Resolución:

Se dispone de una muestra del gas cloro (Cl_2) donde: M = 3 g y V = 0,4723 dm^3 = 0,4723 L

$$P = 2,16 \times 10^5 \text{ Pa}\left(\frac{1 \text{ atm}}{101325 \text{ Pa}}\right) \Rightarrow P = 2,13 \text{ atm}$$

T = 290 K
Su masa molar (M) lo hallamos de:

$$\boxed{\overline{M} = \frac{mRT}{PV}}$$

$$\overline{M} = \frac{3 \times 0,082 \times 290}{2,13 \times 0,4723} \qquad \overline{M} = 70,62 \text{ g 1 mol}$$

Su densidad (D) lo hallamos de:

$$\boxed{D = \frac{P\overline{M}}{RT}} \Rightarrow D = \frac{2,13 \times 70,62}{0,082 \times 290}$$

∴ D = 6,35 g/L

7. Una muestra de gas a 22 °C y 740 mmHg de presión se calienta hasta que su volumen aumenta al doble. ¿Qué presión (en mmHg) regresará el volumen de la muestra a su valor original?

Resolución:

Cierto gas sufre los procesos siguientes:
1.° P_1 = 740 mmHg; $T_1 = T_1$; $V_1 = V$
2.° P_2 = 740 mmHg; $T_2 = T_2$; $V_2 = 2V$
3.° $P_3 = P$; $T_3 = T_2$; $V_3 = V$

Primero se calienta a P = cte. duplicándole el volumen y luego se incrementa la presión a T = cte. Para reducir el volumen al valor inicial, se cumple:

$\boxed{(PV)_2 = (PV)_3}$: Ley de Boyle

(740)2V = PV ∴ P = 1480 mmHg

8. Respecto a los gases ideales indicar verdadero (V) o falso (F) a cada proposición:

I. Según la ley de Boyle–Mariotte: Una masa fija de un gas ocupa un volumen inversamente proporcional a la presión (absoluta) a la que está sometido.
II. Según la ley de Charles: A una presión fija, el volumen ocupado por una cantidad determinada de un gas ideal es directamente proporcional a su temperatura, expresado en Kelvin.
III. Cuando el volumen de cierto gas ideal a 263 K aumenta desde 3,00 L, hasta 4,5 L, sin variar la presión, la temperatura final del gas será 394,5 K.

Resolución:

Respecto a los gases ideales:

I. **Verdadero**
De acuerdo a la relación matemática de la ley de Boyle:

$$\boxed{(PV)_1 = (PV)_2 = \text{cte.}}$$

A T = cte., la presión y el volumen son inversamente proporcionales.

II. **Verdadero**
De acuerdo a la relación matemática de la ley de Charles:

$$\boxed{\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{cte.}}$$

A P = cte., el volumen y la temperatura son directamente proporcionales.

III. **Verdadero**
Proceso isobárico (P = cte.)
V_1 = 3 L; T_1 = 263 K
V_2 = 4,5 L

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{3 \text{ L}}{263 \text{ K}} = \frac{4,5 \text{ L}}{T_2} \qquad \therefore T_2 = 394,5 \text{ K}$$

9. Suponiendo comportamiento de gas ideal, ¿cuáles de los siguientes enunciados son correctos?

I. La presión que ejerce un gas a volumen constante es independiente de su temperatura.
II. A temperatura constante, al aumentar la presión ejercida sobre una muestra de gas se provocará una disminución del volumen de muestra.
III. A presión constante, el volumen de un gas es inversamente proporcional a la temperatura absoluta.

Resolución:

Sobre los gases ideales:

I. **Incorrecto**
En un proceso isocórico (V = cte.) se cumple la relación:

$$\boxed{\frac{P}{T} = \text{cte.}}$$

La presión y la temperatura son proporcionales.

II. **Correcto**
En un proceso isotérmico (T = cte.) se cumple la relación.

$$\boxed{PV = \text{cte.}}$$

El volumen es inverso a la presión.

III. **Incorrecto**
En un proceso isobárico (P = cte.) se cumple la relación:

$$\boxed{\frac{V}{T} = \text{cte.}}$$

El volumen y la temperatura son proporcionales.

∴ Es correcto: solo II

10. Indicar lo que corresponde al estado gaseoso.

I. Los gases están formados por moléculas que están separadas entre sí por distancias grandes, mucho mayores que sus propias dimensiones; se les considera como masas puntuales (de volumen despreciable).

II. Las moléculas gaseosas están en constante movimiento aleatorio, en todas direcciones, y frecuentemente chocan unas con otras, siendo estas colisiones perfectamente elásticas.

III. La energía cinética promedio de las moléculas es inversamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

Resolución:

Estado gaseoso:

I. **Verdadero**
De acuerdo a la teoría cinética molecular, a las moléculas de los gases se les consideran puntuales, poseen masa característica pero su volumen es despreciable.

II. **Verdadero**
Los choques moleculares son elásticos, esto significa que la energía cinética neta del sistema se conserva.

III. **Falso**
La energía cinética media (E_c) es proporcional a la temperatura absoluta.

$$\boxed{E_c = \frac{3}{2}KT}$$

11. Diga qué proposiciones son incorrectas:

I. Cierto gas licuado, contenido en un tanque, soporta la presión de 8,6 atm; esto equivale a 871,4 kPa aprox. (1 atm = 101 325 Pa).

II. La presión ejercida por líquidos en reposo depende solo de la altura que alcancen en sus recipientes.

III. Los líquidos transmiten en toda dirección y sentido, pero con diferente intensidad, la presión que se aplica sobre ellos.

Resolución:

De acuerdo a las proposiciones:

I. **Correcto**
Conociendo la siguiente equivalencia de presiones:

$$\boxed{1\ atm = 101\ 325\ Pa = 101{,}3\ kPa}$$

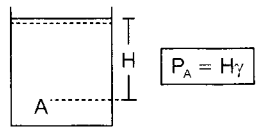
Pa : Pascal

Para una presión de 8,6 atmósferas, se tiene:

$$P = 8{,}6\ atm\left(\frac{101{,}3\ kPa}{1\ atm}\right)$$

$$\Rightarrow P = 871{,}4\ kPa$$

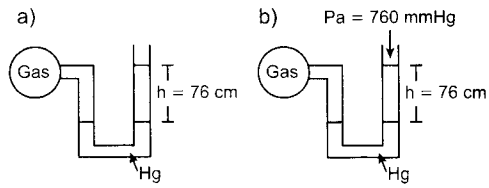
II. **Correcto**
La presión que ejercen los líquidos se denomina hidrostática, se mide en relación a la altura (H) y el peso específico del líquido (γ).



III. **Incorrecto**
En los líquidos la presión que ejercen sus moléculas se orientan por acción de la gravedad hacia la base del recipiente.

Por lo tanto, es incorrecto solo III

12. Hallar la presión absoluta del gas mostrado en las figuras "a" y "b" respectivamente (en atm).



Resolución:

En el problema se indican los gráficos de dos manómetros de mercurio (Hg) con un gas atrapado. En su interior:

a. Manómetro cerrado: la presión absoluta (P_{abs}) del gas es:

$$\boxed{P_{abs} = h}$$

$P_{abs} = 76\ cmHg = 760\ mmHg \quad \therefore P_{abs} = 1\ atm$

b. Manómetro abierto: la presión absoluta del gas es:

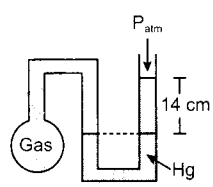
$$\boxed{P_{abs} = h + P_{atm}}$$

$P_{abs} = 76\ cmHg + 76\ cmHg$

$P_{abs} = 1520\ mmHg \quad \therefore P_{abs} = 2\ atm$

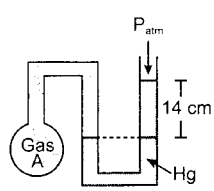
13. Del siguiente gráfico, determinar la presión absoluta del gas A en atmósferas.

Dato: $P_{atm} = 760\ mmHg$



Resolución:

En el manómetro siguiente:



Para una presión atmosférica de 760 mmHg.

La presión absoluta del gas A es:

$P_{abs} = P_{man} + P_{atm} \Rightarrow P_{abs} = 140\,mmHg + 760\,mmHg$

$P_{abs} = 900\,mmHg\left(\frac{1\,atm}{760\,mmHg}\right) \Rightarrow P_{abs} = 1{,}18\,atm$

14. Señalar como verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones.

I. En una mezcla equimolar de $CH_{4(g)}$ y $O_{2(g)}$, sus fracciones molares son iguales.

II. El aire húmedo tiene mayor masa molar aparente que el aire seco.

III. Según Amagat–Leduc, a presión constante, el volumen del gas es directamente proporcional a su número de moles.

Resolución:

De acuerdo a las proposiciones:

I. **Verdadero**

La fracción molar de un gas se determina según:

$$\boxed{X_i = \frac{n_i}{n_t}}$$

En una mezcla equimolar (igual n.° moles) de CH_4 y O_2

$n_{CH_4} = n_{O_2} = n \quad \therefore n_T = 2n$

$X_{CH_4} = \frac{n}{2n} = 0{,}5 \quad \wedge \quad X_{O_2} = \frac{n}{2n} = 0{,}5$

II. **Falso**

En una mezcla gaseosa de dos componentes: A y B ($\overline{M}_A > \overline{M}_B$), la masa molecular de la mezcla se encuentra en el intervalo.

$$\boxed{\overline{M}_A > \overline{M} > \overline{M}_B}$$

En el aire húmedo:

Aire: $\overline{M} = 29$ (seco); H_2O: $\overline{M} = 18$

Masa molecular (M) de la mezcla: $\overline{M} < \overline{M}_{aire}$

III. **Verdadero**

La ley de Amagat establece: en una mezcla gaseosa, el volumen total es igual a la suma de los volúmenes parciales de cada gas que a la vez la componen.

15. La tecnología al vacío ha adquirido cada vez más importancia en diversas aplicaciones científicas e industriales. Calcular el número de moléculas presentes a 298 K y a $1{,}00 \times 10^{-5}$ mmHg (que suele ser el vacío más alto que se logra) en un balón de 1 L de capacidad.

Resolución:

En un recipiente de 1 L se tiene un gas a:

T = 298 K

$P = 1 \times 10^{-5}$ mmHg

Que es la presión más baja conseguida.

El número de moles de gas contenido en este recipiente es:

$$n = \frac{PV}{RV} \Rightarrow n = \frac{1 \times 10^{-5} \times 1}{62{,}4 \times 298} = -5{,}38 \times 10^{-10}$$

Lo cual en número de moléculas es:

n.° moléculas $= 5{,}38 \times 10^{-10} \times 6{,}02 \times 10^{23}$

n.° moléculas $= 3{,}23 \times 10^{14}$

16. En un matraz de 10 L a 20 °C, en el que se ha realizado el vacío, se introducen 2 g de oxígeno, 2 g de nitrógeno y 2 g de dióxido de carbono. Calcular la presión parcial (atm) del oxígeno.

Resolución:

En un matraz de 10 L a 20 °C (293 K) se tienen los gases siguientes:

- O_2 ($\overline{M} = 32$) m = 2 g
- N_2 ($\overline{M} = 28$) m = 2 g
- CO_2 ($\overline{M} = 44$) m = 2 g

La presión parcial del gas O_2 es:

$$\boxed{P_{O_2} = \frac{mRT}{\overline{M}V}} \Rightarrow P_{O_2} = \frac{2 \times 0{,}082 \times 293}{32 \times 10}$$

$\therefore P_{O_2} = 0{,}15$ atm

17. La densidad de un gas es 9,7 g/L a 10 atm de presión y 127 °C. Calcular la densidad del gas a condiciones normales.

Resolución:

Por la ley general de los gases ideales:

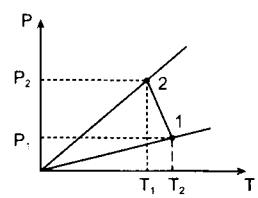
$$\frac{P_1}{D_1T_1} = \frac{P_2}{D_2T_2}$$

Entonces: $\frac{10\,atm}{(9{,}7\,g/L)(400\,K)} = \frac{1\,atm}{D_2(273\,K)}$

$D_2 = 1{,}421$ g/L

18. Un gas sigue el proceso (2) → (1).

Si $P_2 = 3P_1$ y $T_1 = \frac{4}{3}T_2$, hallar: $\frac{V_1}{V_2}$



Resolución:

Del gráfico, aplicando la ley general de los gases:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Entonces: $\frac{P_1V_1}{\frac{4}{3}T_2} = \frac{3P_1V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V_1}{V_2} = 3\left(\frac{4}{3}\right) = 4$

19. Se tiene un gas a 304 mmHg y −23 °C, si su presión aumenta a 2,4 atm y su volumen se reduce hasta la tercera parte, determine la temperatura final del gas en Fahrenheit.

Resolución:

Por la ley general de los gases: $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$

Entonces:

$$\frac{(304)V}{250} = \frac{(2,4)(760)(V/3)}{T_2} \Rightarrow T_2 = 500\ K$$

Pasando a F:

$$\frac{F-32}{9} = \frac{K-273}{5} \Rightarrow \frac{F-32}{9} = \frac{500-273}{5}$$

$\therefore$ F = 440,6 °F

20. La velocidad promedio de una molécula es $3,42 \times 10^4$ cm/s. Halle su masa molecular aproximada, sabiendo que se encuentra a 27 °C (constante de Boltzmann = $1,38 \times 10^{-16}$ erg/molK).

Resolución:

Como: $E_C = \frac{3}{2}kT$; además: $E_C = \frac{1}{2}mv^2$

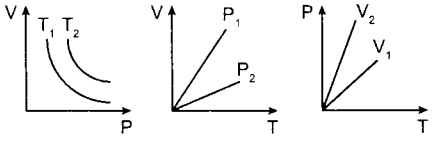
Entonces:

$$\frac{1}{2}\left(\frac{\overline{M}}{N_A}\right)v^2 = \frac{3}{2}kT \Rightarrow \overline{M} = \frac{3kTN_A}{v^2}$$

$$\overline{M} = \frac{3(1,38\times10^{-16})(300)(6,023\times10^{23})}{(3,42\times10^4)^2}$$

$\overline{M}$ = 63,956

21. De acuerdo a los siguientes diagramas:

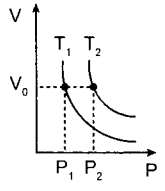


¿Qué conjunto de desigualdades es correcta?

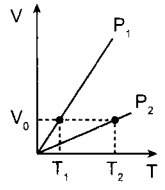
A) $T_1 > T_2$; $P_2 > P_1$; $V_2 < V_1$
B) $T_1 < T_2$; $P_2 > P_1$; $V_2 > V_1$
C) $T_1 < T_2$; $P_1 > P_2$; $V_1 > V_2$
D) $T_2 > T_1$; $P_1 < P_2$; $V_1 > V_2$
E) $T_2 > T_1$; $P_1 < P_2$; $V_2 > V_1$

Resolución:

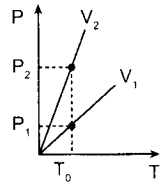
Analizando los gráficos:



Para V = cte., a mayor P mayor T
Entonces: $T_2 > T_1$



Para V = cte., a mayor T mayor P
Entonces: $P_1 < P_2$



Para T = cte., a mayor P menor V
Entonces: $V_1 > V_2$

Por lo tanto, respuesta D

22. En un recipiente de 32,8 L de capacidad se tiene gas oxígeno a 640 torr y 131 °F. Determinar la masa del gas en el recipiente.

Resolución:

Pasando la temperatura a grados Kelvin y aplicando la ecuación universal de los gases, tenemos:

$$\frac{°F-32}{9} = \frac{K-273}{5}$$

$$\frac{131-32}{9} = \frac{K-273}{5} \Rightarrow K = 328$$

Entonces: PV = RTn

$$(640)(32,8) = (62,4)(328)\frac{m}{32} \Rightarrow m = 32\ g$$

23. Se tiene un balón con 123 L de oxígeno gaseoso a 27 °C y 10 atm de presión. Si dejamos escapar un kilogramo del gas, ¿cuánto marcará el manómetro finalmente? (Suponer T = cte.)

Resolución:

Caso inicial: $P_1V = RT\left(\frac{m_1}{\overline{M}}\right)$ ...(1)

$$(10)(123) = (0,082)(300)\frac{m_1}{32} \Rightarrow m_1 = 1600\ g = 1,6\ kg$$

Caso final: $P_2V = RT\left(\frac{m_1-1}{\overline{M}}\right)$ ...(2)

Dividiendo (1) entre (2):

$$\frac{10}{P_2} = \frac{1,6}{1,6-1} \Rightarrow P_2 = 3,75\ atm$$

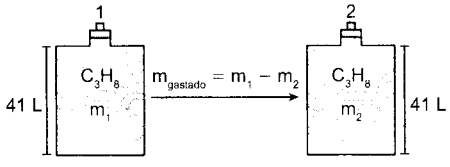
Entonces: $P_{man} = P_{abs} - P_{atm}$

$P_{man} = 3,75 - 1 = 2,75$ atm

24. Un tanque de 41 L contiene gas de cocina (C_3H_8) a 127 °C y 4 atm de presión, si luego del consumo diario el gas sobrante está a 27 °C y 1 atm de presión; calcular la masa del gas que se ha gastado.

Resolución:

De los datos:



T_1 = 127 °C = 400 K
P_1 = 4 atm

T_2 = 27 °C = 300 K
P_2 = 1 atm

Entonces:

$$m_{gastado} = \frac{P_1V\overline{M}}{RT_1} - \frac{P_2V\overline{M}}{RT_2} = \frac{V\overline{M}}{R}\left(\frac{P_1}{T_1} - \frac{P_2}{T_2}\right)$$

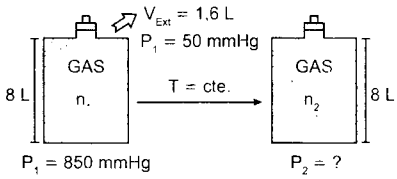
$$m_{gastado} = \left(\frac{41 \times 44}{0,082}\right)\left(\frac{4}{400} - \frac{1}{300}\right)$$

$m_{gastado} = 146,66$ g

25. Un recipiente rígido tiene 8 L de un gas a 850 mmHg. Si se extrae 1.6 L de gas a 500 mmHg de presión, calcular su presión final si la temperatura se mantiene constante.

Resolución:

De los datos:



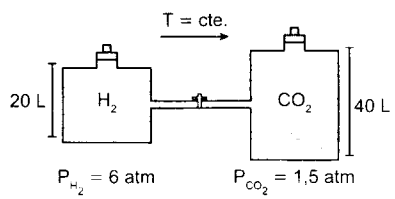
$n_{extraidos} = n_1 - n_2$

$$\frac{P_{extraidos}\,V_{extraidos}}{RT} = \frac{P_1V}{RT} - \frac{P_2V}{RT} \Rightarrow (500)(1,6) = 8(850 - P_2)$$

$P_2 = 750$ mmHg

26. Una válvula de volumen despreciable, inicialmente cerrada une a 2 recipientes. Uno contiene 20 L de H_2 a 6 atm de presión y el otro contiene 40 L de CO_2 a 1,5 atm. Calcular la presión total de la mezcla si todo ocurre a temperatura constante.

Resolución:



$P_{total} = P_P^{H_2} + P_P^{CO_2}$

Hallando $P_P^{H_2}$: (proceso isotérmico)

$(6)(20) = P_P^{H_2}(60) \Rightarrow P_P^{H_2} = 2$ atm

Hallando $P_P^{CO_2}$: (proceso isotérmico)

$(1,5)(40) = P_P^{CO_2}(60) \Rightarrow P_P^{CO_2} = 1$ atm

$\Rightarrow P_{total} = 2 + 1 = 3$ atm

27. Se tiene una mezcla de dos gases A y B, siendo la fracción molar de A igual a 0,2. Si la relación de los pesos moleculares de A con respecto a B es 8 y la cantidad presente de B es 16 g, ¿cuál es la masa de la mezcla?

Resolución:

De los datos:

$$\begin{cases} fm_A = 0,2;\ m_B = 16 \text{ g} \\ \dfrac{\overline{M}_A}{\overline{M}_B} = 8\ ;\ m_{Total} = ? \end{cases}$$

Por propiedad: $fm_A + fm_B = 1$

$fm_B = 1 - 0,2 = 0,8$

Como: $fm_x = \dfrac{n_x}{n_T} \Rightarrow \dfrac{n_A}{n_T} = 0,2 \ \wedge\ \dfrac{n_B}{n_T} = 0,8$

Igualando: $\dfrac{n_A}{0,2} = \dfrac{n_B}{0,8}$

$$\frac{m_A}{0,2\overline{M}_A} = \frac{16}{0,8\overline{M}_B} \Rightarrow m_A = \frac{16 \times 0,2}{0,8}\left(\frac{\overline{M}_A}{\overline{M}_B}\right)$$

$m_A = 4 \times 8 = 32$ g

$\therefore\ m_{Total} = 32 + 16 = 48$ g

28. Una mezcla contiene la siguiente composición en masa: H_2, 16%; CO, 84%. Calcule el porcentaje volumétrico del monóxido de carbono en dicha mezcla.

Resolución:

Asumiendo 100 g:

$m_{H_2} = 16$ g $\Rightarrow n_{H_2} = 8$

$m_{CO} = 84$ g $\Rightarrow n_{CO} = 3 \Rightarrow n_T = 11$

Como: $\%n_{CO} = \%V_{CO}$

Entonces: $\%V_{CO} = \dfrac{3}{11}(100\%) = 27,27\%$

29. En estudios clínicos referentes a mezclas de gases, su composición se expresa frecuentemente como el tanto por ciento en volumen de la contribución de cada gas componente (referido a gas seco). El aire alveolar del pulmón humano contiene en volumen: 80,5% de N_2, 14% de O_2 y 5,5% de CO_2. Si la presión en el pulmón es de 106,25 kPa y la presión de vapor de H_2O es $6,25 \times 10^3$ Pa, calcular las presiones parciales ejercidas por estos contribuyentes.

Resolución:

Como: $P_{GS} = P_{GH} - P_{V_{H_2O}}$

$P_{GS} = 106,25$ kPa $- 6,25$ kPa $\Rightarrow P_{GS} = 100$ kPa

Además: $\%P_P = \%n = \%V_P$

Entonces:

$\%V_{N_2} = 80,5\% \Rightarrow P_{PN_2} = 80,5$ kPa

$\%V_{O_2} = 14\% \Rightarrow P_{PO_2} = 14$ kPa

$\%V_{CO_2} = 5,5\% \Rightarrow P_{PCO_2} = 5,5$ kPa

30. Se tiene 70 L de aire húmedo a 27 °C con una HR de 60%. ¿Cuál es el volumen de aire seco a 600 mmHg y 37 °C, si la presión inicial del aire húmedo era 700 torr?

Resolución:

Hallando la presión del gas seco:

$$\begin{cases} V_{GH} = 70 \text{ L} & V_{GS} = 70 \text{ L} \\ T = 27\ °C = 300 \text{ K} & T = 300 \text{ K} \\ P = 700 \text{ mmHg} & P = ? \\ HR = 60\% \end{cases}$$

$700 = P_{GS} + 28 \times \dfrac{60}{100} \Rightarrow P_{GS} = 683,2$ mmHg

Hallando el volumen a las nuevas condiciones:

$$\frac{(683,2)(70)}{300} = \frac{(600)V}{310} \Rightarrow V = 82,36 \text{ L}$$

31. En dos recipientes hay N_2 y O_2 a 287 °C y 367 °C, respectivamente. Calcule la relación de sus velocidades ($k = 1{,}38 \times 10^{-16}$ erg/molK).

Resolución:

Hallando la V_{N_2}:

$$\frac{1}{2}\left(\frac{\overline{M}}{N_A}\right)v^2 = \frac{3}{2}kT \Rightarrow v^2 = \frac{3k(560)N_A}{28}$$

Hallando la V_{O_2}: $\overline{v} = \dfrac{3k(640)N_A}{32}$

Entonces: $\dfrac{v_{N_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{\dfrac{(560)(32)}{(640)(28)}} = 1$

32. A las mismas condiciones de presión y temperatura un gas A tiene una velocidad de difusión igual al doble de la del gas B, si 500 g de gas A ocupan 224 L a CN, determinar el peso molecular del gas B.

Resolución:

De los datos: $V_A = 2V_B$

$\overline{M}_A$ —— 22,4 L

500 g —— 224 L $\Rightarrow$ $\overline{M}_A = 50$

Por la ley de Graham:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_A}} \Rightarrow \frac{2v_B}{v_B} = \sqrt{\frac{\overline{M}_B}{50}} \Rightarrow \overline{M}_B = 200$$

33. Dos globos similares, se llenaron respectivamente con O_2 y un gas X, bajo las mismas condiciones. Si el O_2 demora 8 h en escaparse y el gas X tarda 4 h más, ¿cuál será el peso molecular del gas desconocido?

Resolución:

Como:

$$V_{O_2} = V_X = V \;;\; v_{gas} = \frac{\text{Volumen}}{\text{Tiempo}}$$

Entonces:

$$\frac{v_{O_2}}{v_X} = \frac{\frac{V}{8\text{ h}}}{\frac{V}{12\text{ h}}} = \sqrt{\frac{\overline{M}_X}{32}} \Rightarrow \overline{M}_X = 72$$

34. Se recolecta 640 g de argón sobre H_2O a 60 °C. Calcular la presión barométrica al momento de recoger el gas, si la mezcla formada contiene 72 g de vapor de H_2O.

$\left(P^{60\,°C}_{V_{H_2O}} = 149{,}4 \text{ mmHg}\right)$

Resolución:

$P_{\text{barométrica}} = P_{\text{gas húmedo}}$

Hallando el V_{Total} usando la ecuación universal:

$$(149{,}4)V_T = (62{,}4)(333)\frac{72}{18} \Rightarrow V_T = 556{,}34 \text{ L}$$

Entonces:

$$\Rightarrow P_{GH} = \left(\frac{62{,}4 \times 333}{556{,}34}\right)\left(\frac{640}{40}\right) + 149{,}4$$

$$\therefore P_{GH} = 746{,}9 \text{ mmHg}$$

35. Un metro cúbico de aire saturado de humedad a 20 °C se hace pasar a través de un tubo con cloruro de calcio seco, el cual aumenta su masa en 17,26 g. Calcular la presión de vapor del agua a dicha temperatura.

Resolución:

$P_{GH} = P_{atm} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

De los datos: $PV = RTn_T$

$P_{GH} = 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$

$T = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$

$(1)(1000) = (0{,}082)(293)n_T \Rightarrow n_T = 41{,}622$

$$m_{H_2O} = 17{,}26 \Rightarrow n_{H_2O} = \frac{17{,}26}{18} = 0{,}959$$

$$\Rightarrow \%n_{H_2O} = \left(\frac{0{,}959}{41{,}622}\right)100\% = 2{,}3\%$$

Como: $\%n = \%P$

$$P_{V_{H_2O}} = \frac{2{,}30}{100} \times 760 = 17{,}48 \text{ mmHg}$$

36. Se tienen 2 L de aire con vapor de agua a 20 °C y con una humedad relativa de 80%. Calcular la masa de agua que se obtendrá, si todo el vapor se condensa.

$(PV^{20\,°C}_{H_2O} = 2{,}30 \text{ kPa})$

Resolución:

Como: $\%P_P = \%n$

$$\%P_{V_{H_2O}} = \%n_{H_2O} = \left(\frac{2{,}30 \times \frac{80}{100}}{101{,}3}\right)100\% = 1{,}816\%$$

Además $PV = RTn_T$

$(1)(2) = (0{,}082)(293)n_T \Rightarrow n_T = 0{,}083$

$$\Rightarrow n_{H_2O} = \frac{1{,}816}{100} \times 0{,}083 = 0{,}00151 = \frac{m_{H_2O}}{18}$$

$$\Rightarrow m_{H_2O} = 0{,}0272 \text{ g}$$

37. ¿Cuál es la relación de velocidades del CH_4 y el SO_2 a las mismas condiciones?

PA (H = 1; C = 6; O = 16; S = 32)

Resolución:

De acuerdo a la ley de Graham, las velocidades de difusión de dos gases A y B a P y T constantes cumple:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{\overline{M}_B}{\overline{M}_A}} \Rightarrow \frac{\overline{M}_A}{\overline{M}_B} = \frac{1}{4}$$

$$\Rightarrow 2 = \sqrt{\frac{\overline{M}_{CH_4}}{\overline{M}_{SO_2}}} \quad \therefore \frac{v_{SO_2}}{v_{CH_4}} = 2$$

38. Con respecto al volumen molar, indique verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones:

I. El valor del volumen molar depende de las condiciones de presión y temperatura.

II. El valor del volumen molar depende de la cantidad de sustancia del gas.

III. El valor del volumen molar de un gas ideal depende de la sustancia.

Resolución:

I. **Verdadero**
Se determina según: $V_m = \frac{RT}{P}$
Depende de la presión y la temperatura.

II. **Falso**
Es el volumen que ocupa una mol de gas (n = 1), por lo que la masa es constante.

III. **Falso**
Solo depende de P y T y para calcular su valor no es necesario conocer a la sustancia gaseosa.

∴ VFF

39. Halle la masa molar aparente, en g/mol, de una mezcla gaseosa constituida por masas iguales de SO_3 y O_2.

Resolución:

Se tiene una mezcla gaseosa de SO_3 ($\overline{M} = 80$) y O_2 ($\overline{M} = 32$) de masas iguales:

$$\left.\begin{array}{l} SO_3: \quad n = \frac{m}{80} \\ O_2: \quad n = \frac{m}{32} \end{array}\right\} n_T = 0{,}044m$$

Luego, las fracciones molares:

$$fm_{SO_3} = \frac{\frac{m}{80}}{0{,}04\ m} = 0{,}28$$

$fm_{O_2} = 0{,}72$

Luego, la masa molecular ($\overline{M}$) de dicha mezcla es:

$\overline{M} = \overline{M} fm_{SO_3} + \overline{M} fm_{O_2}$

$\overline{M} = 80 \times 0{,}28 + 32 \times 0{,}72 = 45{,}44$

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

Señale la alternativa que presenta la secuencia correcta, después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F):

I. La ley de Graham está referida a la efusión de gases.
II. La mezcla espontánea de gases ocurre debido a un fenómeno de efusión.
III. El gas nitrógeno efunde más rápido que el hidrógeno a iguales condiciones de presión y temperatura.

A) VVV B) VFV C) VFF D) FVF E) FVV

Resolución:

De las proposiciones:

I. **Verdadero (V)**
La Ley de Thomas Graham indica que la velocidad para la efusión gaseosa es inversamente proporcionada a la raíz cuadrada de la masa molecular.
Esta Ley también es aplicable para la difusión gaseosa.

II. **Falso (F)**
En una mezcla gaseosa espontánea se realiza dispersión de moléculas, lo cual se conoce como difusión.

III. **Falso (F)**
A las mismas condiciones de P y T, el gas de menor masa molecular (M) se difunde con mayor rapidez.

Como:

$$\overline{M}_{N_2}(28) > \overline{M}_{H_2}(2)$$

$$\text{velocidad}_{N_2} < \text{velocidad}_{H_2}$$

Clave: C

PROBLEMA 2 (UNI 2012 - I)

Un recipiente de 10 L contiene una mezcla equimolar de gas nitrógeno (N_2) y helio (He) a una presión de 15 atm. ¿Cuántos globos se pueden llenar con esta mezcla de gases a 1 atm de presión, si la capacidad de cada globo es de 1 L?
Considere que la temperatura en ambos sistemas es la misma.

A) 10 B) 15 C) 75
D) 125 E) 150

Resolución:

Sean "x" globos llenados

$$\textbf{Inicio} \xleftrightarrow[T = cte]{n = cte} \textbf{Final}$$

$V_i = 10$ L $\qquad V_f = x(1\ L)$

$P_i = 15$ atm $\qquad P_f = 1$ atm

De: $P_i V_i = P_f V_f \Rightarrow 15 \times 10 = (x)(1)$

$\Rightarrow x = 150$ globos llenados

Clave: E

PROBLEMA 3 (UNI 2012 - II)

En una estación meteorológica, y durante los 365 días del año, se envía cada día a la atmósfera un globo que contiene 10 L de helio a 1,2 atm. Los globos se llenan utilizando el gas helio, que está almacenado en tanques de 20 L a 72 atm. Considerando una temperatura media de 23 °C a lo largo del año, ¿cuántos tanques de helio se consumirán anualmente?

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

Resolución:

Considerando "x" tanques

En un año:

Para el tanque	**Para el globo**
V = x(20 L)	V = 365 días 10 $\overline{M}$
P = 72 atm	P = 1,2 atm

En el cambio: $P_{tanque} V_{tanque} = P_{globo} V_{globo}$

$(20x)(72) = 1{,}2(365 \times 10) \Rightarrow x = 3$

Por lo tanto, se consumen 3 tanques

Clave: C

PROBLEMA 4 (UNI 2013 - I)

Un ingeniero químico sintetiza un gas amarillo verdoso y lo captura en un bulbo de vidrio de volumen conocido; luego, determina la masa total del bulbo más la masa de la muestra del gas. Se desea calcular la masa molar del gas, considerando los siguientes datos:

I. La masa del bulbo vacío.

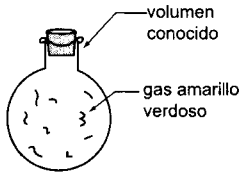
II. Las condiciones de presión y temperatura del gas.

Para resolver el problema, ¿cuál de las afirmaciones es la correcta?

A) La información I es suficiente.
B) La información II es suficiente.
C) Es necesario utilizar ambas informaciones.
D) Cada una de las informaciones, por separado, es suficiente.
E) Las informaciones dadas son insuficientes.

Resolución:

A partir del enunciado, se tiene lo siguiente:



Se conoce la masa total con el bulbo y el gas.

Para determinar la masa molar del gas, se utiliza:

$PV = RTn$

$n = \frac{m}{\overline{M}} \Rightarrow \overline{M} = \frac{RTm}{PV}$

Se necesita la masa del gas, la presión, volumen y temperatura.

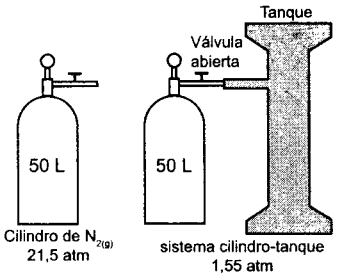
Clave: C

PROBLEMA 5 (UNI 2015 - I)

Un cilindro de 50 L de gas nitrógeno a una presión inicial de 21,5 atm se conecta a un tanque rígido y vacío. La presión final del sistema cilindro–tanque es de 1,55 atm. ¿Cuál es el volumen del tanque (en L) si el proceso fue isotérmico?

Masa atómica: N = 14

$R = 0{,}082 \frac{atm\,L}{mol\,K}$



A) 486 B) 532 C) 582
D) 644 E) 694

Resolución:

En el proceso isotérmico en estado gaseoso aplicamos, según los datos la ley de Boyle:

$$P_{inicial} V_{inicial} = P_{final} V_{final}$$

$(21{,}5\ atm)(50\ L) = (1{,}55\ atm)(50\ L + V_{Tanque})$

$\therefore V_{Tanque} = 644$ Litros

Clave: D

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En un frasco están contenidos 80 g de helio a 2 atm y 37 °C, se escapa cierta cantidad de gas hasta que la presión baja a 1,8 atm a temperatura constante. ¿Qué masa de O_2 se tendrá que agregar para retomar las condiciones iniciales? Dato PA (He) = 4 u.

A) 16 g B) 32 g C) 64 g
D) 3 g E) 8 g

2. ¿Cuál es la masa inicial del metano $CH_{4(g)}$ que se encuentra en un matraz a 700 mmHg, de presión y 27 °C, si al calentarse hasta 127 °C y adicionar 200 g más del gas, la presión alcanzó el valor de 1400 mmHg?

A) 50 g B) 100 g C) 150 g
D) 200 g E) 400 g

3. En un recipiente de 10 L se tiene CO_2 a 167 °C y una presión de 5 atm. ¿En qué tiempo la presión disminuye hasta 2 atm si él gas empieza a escapar a razón de 5,6 moles/min?

A) 5,5 s B) 3,5 min C) 2,3 s
D) 9 s E) 1,8 s

4. Se tiene 3,5 g de nitrógeno a 0 °C y 760 torr de presión. ¿Qué masa de propano gaseoso (C_3H_8) en condiciones de Avogadro, se requiere para que ocupe el mismo volumen?
PA (u): N = 14; C = 12

A) 1,1 g B) 2,2 g C) 3,3 g
D) 4,4 g E) 5,5 g

5. Si la densidad del aire es 1,295 g/L a CN, determinar el peso molecular aproximado de este gas.

A) 22,4 B) 32 C) 29 D) 18 E) 16

6. La densidad de un gas en condiciones normales es 1,5 g/L. ¿Cuál será su valor a 273 °C y una presión manométrica de 1,24 atm?

A) 16,8 g/L B) 0,168 g/L C) 1,6 g/L
D) 1,68 g/L E) 3,26 g/L

7. La densidad relativa de un gas X es 2. A las mismas condiciones de presión y temperatura ¿cuántos m^3 de este gas se necesita para tener 500 g de gas?

A) 0,2 B) 0,25 C) 0,4
D) 0,1 E) 0,5

8. Si tenemos un cilindro con un pistón movible sin rozamiento a 37 °C conteniendo aire y presión manométrica igual a 2 atm se calienta hasta que su volumen se incrementa con un 60%. ¿Cuál es la presión nueva si la temperatura final es 47 °C?

A) 1,94 atm B) 6 atm C) 8 atm
D) 9 atm E) 3,86 atm

9. De las siguientes proposiciones, no corresponde a la teoría cinética molecular de los gases Ideales.

I. Las moléculas se encuentran muy separadas, con volumen despreciable.
II. Entre ellas las fuerzas de repulsión predomina frente a la fuerza de atracción.
III. La energía cinética molecular promedio depende solo de la temperatura.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

10. De las siguientes proposiciones, ¿cuáles son verdaderas?

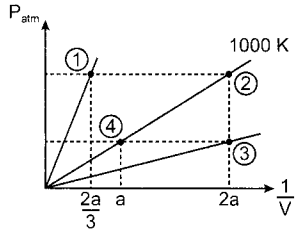
I. La teoría cinética molecular describe el comportamiento de un gas real a bajar presiones y altas temperaturas.
II. A presión constante el volumen de un gas es inversamente proporcional a la temperatura.
III. A volumen constante, la presión y la densidad de un gas se relacionan en forma directa.

A) Todas B) I y II C) I y III
D) II y III E) solo I

11. Respecto a los gases reales es incorrecto.

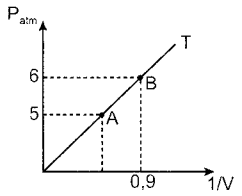
A) A presiones relativamente altas $V_{real} < V_{ideal}$.
B) Se pueden licuar a altas presiones y bajas temperaturas.
C) La ecuación de Van der Walls toma en cuenta los términos a y b que resaltan las fuerzas atractivas entre las moléculas y el volumen respectivamente.
D) El volumen que disponen las moléculas para desplazarse es menor que un gas ideal.
E) El factor de volumen b es mayor, a menor peso molecular del gas.

12. En el gráfico, determinar la presión 3 y la temperatura en 1



A) 2 atm; 1800 K B) 2 atm; 3000 K
C) 4 atm; 600 K D) 2 atm; 600 K
E) 4 atm; 1800 K

13. De la gráfica, para una muestra de 1 g de cierto gas, determinar la densidad del gas en (A).



A) 2,00 B) 0,75 C) 1,5
D) 3,5 E) 0,09

14. Calcular la presión a la cual 10 moles de metano ocupan un volumen de 1756 mL a 0 °C. Dar como respuesta el porcentaje de error con respecto a la ecuación universal de los gases ideales y la ecuación de Van der Waals, si el valor experimental de la presión es 100 atmósferas, además según tablas: $a = 2{,}25\ atmL^2\ mol^{-2}$; $b = 0{,}0428\ L\ mol^{-1}$

A) 27,5% y 4,4% B) 27,5% y 10,3%
C) 10,3% y 36,4% D) 12,3% y 9,3%
E) 2,4% y 7,2%

15. ¿Qué temperatura tendrá que alcanzar una muestra de dióxido de azufre para que sus moléculas alcancen una velocidad media igual a las moléculas de $O_{2(g)}$ a 27 °C?

A) 300 K B) 400 K C) 500 K
D) 600 K E) 700 K

16. Con respecto al estado gaseoso, indicar la proposición incorrecta.

A) Los gases se comprimen debido al espacio libre entre las moléculas en un sistema.
B) Solo los gases gozan de la propiedad de difusión molecular.
C) Según la teoría cinética molecular, entre las moléculas no existe fuerza de repulsión.
D) Presión ideal es mayor que la presión real a la misma temperatura.
E) En un gas ideal los choques son elásticos.

17. La densidad de un gas en condiciones normales es 1,5 g/L. ¿Cuál será su valor a 273 °C y una presión manométrica de 1,24 atm?

A) 16,8 g/L B) 0,168 g/L C) 1,6 g/L
D) 1,68 g/L E) 3,256 g/L

18. Un globo soprta una presión máxima de 4,1 atm. Si se infla con aire hasta con un volumen de 5 L y a 37 °C, calcular la masa de aire en 20 globos. $\overline{M}_{(aire)} = 29$ g/mol.

A) 467,74 g B) 476,74 g
C) 541,5 g D) 507,74 g
E) 491,34 g

19. Un gas ocupa un volumen de 30 mL a 30 °C y 1990 torr. Calcular el volumen del gas a CN.

A) 70,8 mL B) 84,2 mL C) 22,4 mL
D) 44,8 mL E) 45,2 mL

20. Se tienen 116 g de gas butano (C_4H_{10}) a una atmósfera y 273 K. Hallar el volumen que ocupa.

A) 11,2 L B) 22,4 L C) 44,8 L
D) 24,2 L E) 48,4 L

21. Determinar el volumen molar de un gas ideal a 91 °C y 84 cmHg.

A) 68 L B) 30 L C) 70 L
D) 24 L E) 27 L

22. Sin que varie la temperatura, se agregan 10 gramos más de aire a un frasco que contenía dicho gas y se observa que la presión se duplica. Calcular el peso inicial del aire.

A) 20 g B) 30 g C) 15 g
D) 10 g E) 25 g

23. En un matraz de 1 L se dispone de 2×10^{20} moléculas de H_2. Si la presión ejercida por estas moléculas es de 6,24 mmHg. ¿Cuál es la velocidad cuadrática media y la temperatura del gas?

A) 25×10^6 m/s; 625 °C
B) $8{,}46 \times 10^6$ m/s; 208 K
C) 6×10^4 m/s; 300 °C
D) $19{,}34 \times 10^{-4}$ cm/s; 300 K
E) 2×10^8 cm/s; 127 °C

24. ¿A qué temperatura las moléculas de UF_6 tendrán la misma energía cinética media que las moléculas de F_2 a O °C? Dato: PA (u): U = 298; F = 20.

A) 0 °F B) 273 K C) 27 °C
D) 3,2 °F E) 0 K

25. De las siguientes proposiciones, ¿cuáles son verdaderas?

I. La teoría cinética molecular describe el comportamiento de un gas real a bajas presiones y altas temperaturas.
II. A presión constante, el volumen de un gas es inversamente proporcional a la temperatura.
III. A volumen constante, la presión y la densidad de un gas se relacionan en forma directa.

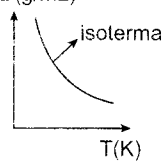
A) Todas B) I y II C) I y III
D) II y III E) solo I

26. Se tiene 500 L de un gas ideal a 27 °C y 1 atm. Si se triplica su volumen al igual que su presión, determinar la nueva temperatura.

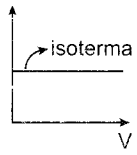
A) 2700 °C B) 2427 K C) 2427 °C
D) 1200 K E) 900 K

27. De las siguientes, ¿qué gráficas no corresponde a un gas ideal?

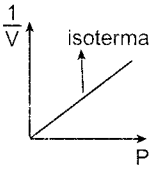
A) D(g/mL)



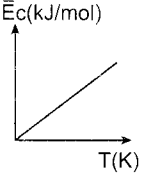
B) PV



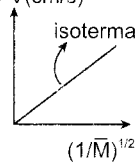
C) $\frac{1}{V}$



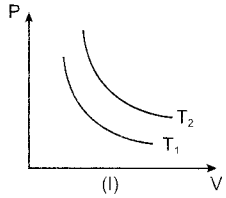
D) $\bar{E}c$(kJ/mol)

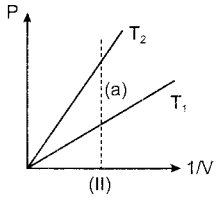


E) $\bar{V}$(cm/s)



28. De las gráficas, no se puede afirmar:





A) En (I): $T_2 > T$
B) En (II): $T_2 > T_1$
C) En (I): isotermas
D) En (II): $T_1 > T_2$
E) En (III)(a): proceso isócoro

29. Calcular el peso de gas que se deberá extraer a los 20 g iniciales presentes, que se encuentra en un recipiente rígido, si durante el proceso de extracción la presión disminuye a la mitad y la temperatura absoluta aumenta al 100%

A) 5 g
B) 10 g
C) 15 g
D) 8 g
E) 18 g

30. Se tiene una mezcla gaseoso de butano (C_4H_{10}) y neón. de composición molar 10% y 90% respectivamente, para ellos se usa un cilindro vacío de 20 L donde se introduce gas butano hasta llenarlo a la presión de 1 atm; luego se introduce neón a presión hasta conseguir la composición requerida; si la temperatura permaneció en 25 °C, determinar la masa de butano necesaria y el número de moles de neón.

A) 47,56 g: 25 mol
B) 7,38 g; 47,56 mol
C) 47,56 g; 7,38 mol
D) 23,78 g; 3,69 mol
E) 3.69 g; 23,78 mol

31. Se tienen 116 g de gas butano (C_4H_{10}) a una atmósfera y 273 K. Hallar el volumen que ocupa. PA (C = 12; H = 1)

A) 44,8 L
B) 22,4 L
C) 24,2 L
D) 48,4 L
E) 11,2 L

32. Se tiene el gas metano (CH_4) a 4,1 atm y 127 °C. Determine la densidad de dicho gas.

A) 1 g/L
B) 2 g/L
C) 3 g/L
D) 4 g/L
E) 5 g/L

33. Indique el volumen de gas O_2 a CN que ocupan $1,8 \times 10^{24}$ moléculas de oxígeno PA (O = 16).

A) 11,2 L
B) 22,4 L
C) 44,8 L
D) 67,2 L
E) 91,6 L

34. Sin que varíe la temperatura se agrega 10 gramos más de aire a un frasco que contenía dicho gas, y se observa que la presión se duplica. Calcular el peso inicial del aire.

A) 20 g
B) 10 g
C) 30 g
D) 15 g
E) 25 g

35. Respecto a la teoría cinética molecular de los gases ideales, indique lo correcto:

I. Poseen forma y volumen variable.
II. Son considerados como fluidos.
III. Las moléculas poseen alta energía cinética.
IV. Se puede comprimir hasta licuarlos a cualquier presión y temperatura.

A) I
B) II
C) I; II
D) I; II; III
E) IV

36. Indique la proposición correcta:

A) Todos los gases obedecen exactamente la ley de Boyle.
B) Los gases en el cero absoluto y una atmósfera de presión obedecen la ley de Boyle.
C) La difusión de los gases no es espontánea.
D) La efusión no es una propiedad del estado gaseoso.
E) La teoría cinética molecular del gas ideal ignora las colisiones intermoleculares.

37. Respecto a la ley de Boyle, señale la expresión correcta:

A) El volumen es directamente proporcional a la temperatura del gas.
B) La presión es directamente proporcional a la temperatura del gas.
C) El cociente del volumen entre la temperatura del gas es constante.
D) El producto del volumen y la presión de un gas es constante.
E) B y D

38. Determine el volumen molar de un gas ideal a 91 °C y 84 cmHg.

A) 68 L B) 27 L C) 30 L
D) 70 L E) 24 L

39. ¿Cuántos átomos hay en un litro de CO_2 a 100 °C y 2 atm de presión?

A) $11,79 \times 10^{22}$ B) $3,93 \times 10^{22}$ C) $11,79 \times 10^{23}$
D) 0,01 E) $6,53 \times 10^{22}$

40. Un recipiente de 10 L de capacidad está por ser llenado con CO_2 a 300 °C y 500 mmHg por introducción de un trozo de hielo seco ($CO_{2(s)}$). ¿Qué masa de hielo seco se usará?

A) 1 g B) 0,1 g C) 6,15 g
D) 0,615 g E) 0.7

41. Se tienen 500 L de un gas ideal a 27 °C y 1 atm. Si se triplica su volumen al igual que su presión. Determinar la nueva temperatura.

A) 2700 °C B) 2427 K C) 2427 °C
D) 1200 K E) 900 K

42. Un gas ocupa un volumen de 30 mL a 30 °C y 1990 torr. Calcular el volumen del gas a CN.

A) 45,2 mL B) 84,2 mL C) 22,4 mL
D) 44.8 mL E) 70,8 mL

43. En un balón de acero se tiene 340 g de $Cl_{2(g)}$ a 17 °C. Si al calentarse la presión aumenta en 100%, hallar la temperatura final del gas en °C.

A) 340 B) 330 C) 580
D) 370 E) 307

44. Se tiene un balón de acero de 10 L el cual contiene He a 14 atm de presión y 37 °C. ¿Cuántos globos de 700 mL se podrá llenar a 760 mmHg y a la misma temperatura?

A) 200 B) 240 C) 250
D) 275 E) 315

45. Se tienen 4 L de gas oxígeno a 912 mmHg y 47 °C; luego por un proceso isobárico se incrementa la temperatura hasta 177 °C y por último mediante un proceso isotérmico se aumenta la presión hasta 1140 mmHg. ¿Cuál es el volumen final que ocupa el gas?

A) 3,9 L B) 4,0 L C) 4,2 L
D) 4,5 L E) 4,9 L

46. ¿Cuántos globos esféricos de goma de 5 litros de capacidad pueden llenarse a condiciones normales, con el hidrógeno procedente de un tanque de 600 litros a 5 atm y 27 °C?

A) 100 B) 276 C) 546
D) 2730 E) 5460

47. Un globo soporta una presión máxima de 4,1 atm. Si se infla con aire hasta un volumen de 5 L y a 37 °C, calcular la masa de aire en 20 globos. $\overline{M}_{Aire} = 29$ g/mol

A) 467,74 g B) 476,74 g C) 541,5 g
D) 507,74 g E) 591,34 g

48. Un balón de acero de 32 L puede soportar una presión de 24,6 atm. Si en el balón se coloca 20 moles de $O_{2(g)}$, ¿cuál es la máxima temperatura que soportaría el balón sin llegar a explosionar?

A) 247 °C B) 480 °C C) 207 °C
D) 227 °C E) 237 °C

49. Un balón de acero de 3 L de capacidad tiene $O_{2(g)}$ a 27 °C y 2,05 atm de presión. Por un agujero se escapa el gas a razón de 0,36 L/min medidos a CN durante 2,5 minutos. Determinar la masa final del $O_{2(g)}$ en el balón.

A) 0,25 moles B) 0,04 moles
C) 0,21 moles D) 2,05 moles
E) 2,8 moles

50. Un gas ideal se encuentra a 1,5 atm 27 °C ocupando un volumen de 10 L, si se somete a 0,25 atm y 127 °C. ¿Qué volumen ocupará?

A) 150 L B) 160 L C) 75 L
D) 80 L E) 277,7 L

51. Se tienen 200 litros de un gas a 300 K, si la temperatura en °C se duplica, determine el nuevo volumen, si el proceso es isóbaro.

A) 109 L B) 200 L C) 300 L
D) 218 L E) 118 L

52. Calcule el peso molecular de un gas, sabiendo que 0.8 g del gas ocupa un volumen de 500 mL a 27 °C y a 624 mmHg.

A) 48 UMA B) 84 UMA C) 56 UMA
D) 80 UMA E) 38 UMA

53. Se tiene un termo abierto sobre el nivel del mar a 27 °C, si se calienta el termo a 227 °C. ¿Qué porcentaje en peso de aire se ha escapado?

A) 20% B) 30% C) 10%
D) 5% E) 40%

54. Determine la masa molecular de un gas, sabiendo que 4 litros de este gas pesa igual que 7 litros de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura.

A) 46 UMA B) 56 UMA C) 38 UMA
D) 28 UMA E) 60 UMA

55. ¿Qué peso de oxígeno se encuentra en un recipiente de un litro que contiene anhídrido carbónico a 300 K y 2 atmósferas?

A) 2,6 g B) 1,6 g C) 3,4 g
D) 6,2 g E) 6,1g

56. Determine el volumen molar en CN de un gas de masa molecular 50 UMA y densidad 1,29 g/L.

A) 47,1 L B) 33,4 L C) 40 L
D) 41,7 L E) 36,8 L

57. Calcule el volumen ocupado por $6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de un elemento diatómico a 27 °C y 2 atm.

A) 5,6 L B) 3 L C) 3,3 L
D) 2,6 L E) 6,2 L

58. Determine el volumen que ocupan 10 moles de un gas a 82 atm y 27 °C.

A) 10 L B) 20 L C) 40 L
D) 2 L E) 4 L

59. Determine la densidad del metano a 27 °C y 8,2 atm.

A) 3,5 g/L B) 1,6 g/L C) 5,3 g/L
D) 6,1 g/L E) 2 g/L

60. Una muestra de gas de 20 mL a 1 atm y 300 K, se comprime a 2 atm y se calienta a 40 kg. ¿Cuál es su volumen final?

A) 5 mL B) 80 mL C) 13,3 mL
D) 27 mL E) 33,3 mL

61. De las siguientes proposiciones ¿cuántas son correctas?

I. Proceso isocórico es a volumen constante.
II. Al nivel del mar el volumen y la temperatura son directamente proporcionales.
III. En PV = nRT: V y n son inversamente proporcionales.
IV. El volumen molar de O_2 a CN es igual a 22,4 L.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

62. Un gas se calienta de 22 °C a 44 °C, a presión normal. ¿Qué proposición no se cumple?

A) Aumenta la energía cinética del gas.
B) El gas ejerce más presión.
C) El volumen se duplica.
D) Es un proceso isobárico.
E) El sistema absorbe energía.

63. Se infla un globo con 1,5 L de helio a 760 mmHg. Si el globo se eleva donde la presión es de 0,5 atm, ¿cuál es el nuevo volumen de helio?

A) 3 atm B) 1,5 atm C) 2 atm
D) 4 atm E) 2,5 atm

64. En un proceso isócoro, un gas está a 2 kPa y 27 °C, halle la nueva temperatura si la presión se duplica.

A) 372 °C B) 600 °C C) 327 °C
D) 307 °C E) 107 °C

65. Si 20 L de oxígeno a 2 atm y 27 °C se lleva a un tanque de 5 L, calcule la presión del oxígeno si la temperatura cambia a 37 °C.

A) 8,2 atm B) 2,8 atm C) 4,1 atm
D) 6 atm E) 6,3 atm

66. Si el volumen de un gas aumenta en 40% y su presión disminuye en 10%, señale lo correcto.

A) La temperatura no cambia.
B) La temperatura aumenta en 20%.
C) La temperatura disminuye en 26%.
D) La masa no varía.
E) La temperatura aumenta en 26%.

67. Cierto gas logra cuadruplicar su temperatura absoluta y reducir a 1/3 su presión absoluta. Hallar la relación de V_1 a V_2.

A) 1/6 B) 1/12 C) 1/8
D) 3/5 E) 1/7

68. ¿Qué gas tiene mayor densidad a las mismas condiciones de presión y temperatura?

A) Propano B) Etileno C) Acetileno
D) Butano E) Metano

69. ¿Cuántas moles habrá en un recipiente de 2 L que contiene NH_3 a 27 °C y 2 atm de presión?

A) 6,2 mol B) 0,46 mol C) 0,64 mol
D) 4,6 mol E) 5,6 mol

70. Un gas ideal está a una temperatura T, volumen V y presión P. Si varía su presión a 4P y su temperatura a 2T, ¿cuál es el nuevo volumen?

A) 4V B) 2V C) V/2
D) 8V E) N. A.

71. ¿Cuál es el volumen en litros que ocupan 64 g de oxígeno (O_2) a la temperatura de 77 °C y 8,2 atm de presión?

A) 7 B) 5,3 C) 4,2
D) 3,5 E) 3

72. Se tienen 128 g de O_2 a 2 atm y 27 °C. Determine el volumen en litros del recipiente que lo contiene.

A) 98,4 B) 12,3 C) 24,6
D) 49,2 E) 36,3

73. ¿Cuántos gramos de nitrógeno (N_2) ocupan un volumen de 5 L a 7 °C y 624 mmHg?

A) 6,1 B) 2,2 C) 4,5
D) 3,2 E) 5,0

74. Determine la densidad, en g/L, del CO_2 a 57 °C y 0,82 atm de presión.

A) 0,46 B) 1,06 C) 1,26
D) 1,33 E) 1,56

75. Se recolecta una muestra de 2 L de aire a 298 K y después se enfría a 149 K (la presión se mantiene constante a 1 atm). Calcule el nuevo volumen en litros.

A) 1,2 B) 1 C) 2
D) 2,4 E) 3

76. Cuando la temperatura de una muestra de gas ideal aumenta a presión constante ... de la muestra también aumenta.

A) el volumen B) la densidad
C) las moles D) la masa
E) el número de Avogadro

77. Un balón contiene nitrógeno a 27 °C y a una presión de 1800 mmHg. Si se requiere incrementar la presión en un 50%, determinar la nueva temperatura del gas en grados Celsius.

A) 177 B) 354 C) 264
D) 450 E) 225

78. Un recipiente rígido contiene He a 107 °C y 760 mmHg de presión. ¿Cuál es la presión, en mmHg, si la temperatura desciende hasta 7 °C?

A) 5×10^2 B) $5{,}6 \times 10^2$
C) $7{,}6 \times 10^2$ D) $8{,}2 \times 10^2$
E) $8{,}8 \times 10^2$

79. Se tienen 20 litros de amoniaco a 127 °C y 640 mmHg. Calcular el volumen que ocupa a 27 °C y 600 mmHg.

A) 2 L B) 5 L C) 8 L
D) 10 L E) 16 L

80. Una muestra de $NH_{3(g)}$ ocupa 3 L a 300 K y 1,5 atm. ¿Qué volumen ocupará a CN?

A) 0,2 L B) 4,1 L C) 1 L
D) 2 L E) 8 L

81. ¿Qué volumen, en mL, a condiciones normales, ocuparán 76 mL de un gas que se encuentra inicialmente a 23 °C y 296 mmHg?

A) 20,3 B) 22,4 C) 27,3
D) 30,3 E) 48,4

82. Marque la secuencia correcta respecto a los gases:

I. Ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene.
II. Sus moléculas pueden ser monoatómicas, diatómicas o poliatómicas.
III. Son fluidos.
IV. No son compresibles.

A) VVVV B) VVFF C) VFVF
D) FVFV E) VVVF

83. La teoría cinética molecular de los gases propone que la presión observada en el gas se debe ... de sus moléculas contra las paredes del recipiente.

A) a la dispersión B) a las colisiones
C) a la agresión D) a la difracción
E) a la transmisión

84. En un proceso isotérmico, ¿qué volumen ocuparán 2,5 L de un gas, si la presión cambia de 600 mmHg a 500 mmHg?

A) 1 L B) 2 L C) 3 L
D) 4 L E) 5 L

85. Considérese una muestra de 1,5 L de freón 12, utilizado en los sistemas de refrigeración, a presión de 50 mmHg. Si la presión aumenta a 150 mmHg manteniendo la temperatura constante, ¿cuál será el nuevo volumen de gas?

A) 0,5 B) 5 C) 0,6
D) 1 E) 1,5

86. Cuando la presión de una muestra de gas aumenta (a temperatura constante), el volumen del gas ... .

A) aumenta. B) no se altera.
C) aumenta el doble. D) disminuye.
E) disminuye a la mitad.

87. En un proceso isobárico, 2 g de oxígeno ocupan un volumen de 280 mL a 127 °C. ¿Cuál será el volumen, en mililitros, cuando la temperatura desciende hasta 27 °C?

A) 172 B) 32 C) 210
D) 410 E) 350

88. A temperatura y presión constantes el volumen de una muestra de gas ideal es ..... proporcional al número de moles presentes.

A) inversamente B) igualmente
C) conjuntamente D) desigualmente
E) directamente

89. ¿Qué volumen en litros ocupan 0,25 moles dióxido de carbono gaseoso a 27 °C y 380 torr?

A) 12,3 B) 20 C) 15
D) 22,4 E) 11,2

90. ¿Qué presión, en atmósferas, ejercen 0,2 moles de un gas a 100 °C, si el volumen del recipiente es de 3,73 L?

A) 3,73 B) 1,82 C) 0,82
D) 0,76 E) 1,64

CLAVES

1. C	13. B	25. E	37. D	49. C	61. D	73. E	85. A
2. E	14. E	26. C	38. B	50. B	62. C	74. D	86. D
3. D	15. D	27. E	39. A	51. D	63. A	75. B	87. C
4. E	16. B	28. D	40. C	52. A	64. C	76. A	88. E
5. C	17. D	29. C	41. C	53. E	65. A	77. A	89. C
6. D	18. A	30. C	42. E	54. B	66. E	78. B	90. E
7. A	19. A	31. A	43. E	55. A	67. B	79. E	
8. A	20. C	32. B	44. A	56. A	68. D	80. B	
9. B	21. E	33. B	45. E	57. E	69. C	81. C	
10. E	22. D	34. B	46. C	58. E	70. C	82. E	
11. E	23. D	35. D	47. A	59. C	71. A	83. B	
12. B	24. B	36. C	48. C	60. C	72. D	84. C	

Líquidos y sólidos

capítulo 11

Robert Boyle

Robert Boyle (Waterford, 25 de enero de 1627-Londres, 31 de diciembre de 1691) fue un filósofo natural, químico, físico e inventor. También fue un prominente teólogo cristiano. Como científico es conocido principalmente por la formulación de la ley de Boyle, además de que es generalmente considerado como el primer químico moderno y, por lo tanto, uno de los fundadores de la química moderna.

De 1656 a 1668 trabajó en la Universidad de Oxford como asistente de Robert Hooke, cuya colaboración le sirvió para realizar una serie de experimentos que establecieron las características físicas del aire, así como el papel que este desempeña en los procesos de combustión, respiración y transmisión del sonido. Los resultados de estas aportaciones fueron recogidos en Nuevos experimentos físico-mecánicos acerca de la elasticidad del aire y sus efectos (1660). En 1661 publicó Thescepticalchemist, obra considerada como fundamental en la Química moderna, en la que ataca a la vieja teoría aristotélica de los cuatro elementos (tierra, agua, aire, fuego), así como a los tres principios defendidos por Paracelso (sal, azufre y mercurio); por el contrario, Boyle propuso el concepto de partículas fundamentales que, al combinarse entre sí en diversas proporciones, generan las distintas materias conocidas.

Fuente: Wikipedia

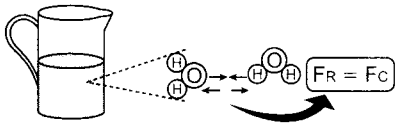
Muchas de las sustancias que se consideran son moleculares.
Todas las sustancias líquidas a temperatura ambiente son sustancias moleculares.
Los enlaces covalentes que son fuerza dentro de las moléculas, influyen en forma molecular, las energías de enlace y muchos aspectos de comportamiento químico.
Las propiedades físicas de los líquidos y sólidos moleculares se deben a las fuerzas intermoleculares.

Propiedades: características de gases, líquidos y sólidos

	Volumen / forma	Compresibilidad	Movimiento molecular
GAS	Asume la forma y el volumen del recipiente que lo contiene.	Muy compresible	Movimiento muy libre.
LÍQUIDO	Tiene volumen definido, pero asume la forma del recipiente que lo contiene	Incompresible	Se desliza entre sí libremente (Isotrópicos)
SÓLIDO	Tiene volumen y forma definida.	Incompresible	Vibraciones alrededor de posiciones fijas.

ESTADO LÍQUIDO

Es un estado de agregación molecular de la materia donde las partículas tienen movimiento vibratorio y resbalamiento; entre sus partículas existe un equilibrio entre las fuerzas de repulsión (Fr) y cohesión (Fc).
Esquema ilustrativo del agua (formado por moléculas)



Propiedades generales

(a nivel macroscópico)

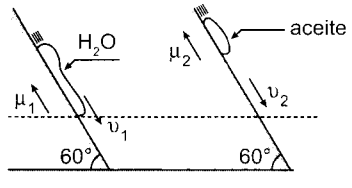
- Poseen volumen definido y forma variable.
- Son isotrópicas.
- La compresibilidad es extremadamente pequeña.
- Posee fluidez, fluye de mayor a menor presión.

PROPIEDADES INTENSIVAS

Visco ad (μ)

Tendencia de un líquido a resistir al flujo.

Comparación de la fluidez (υ) y viscocidad (μ) de dos líquidos



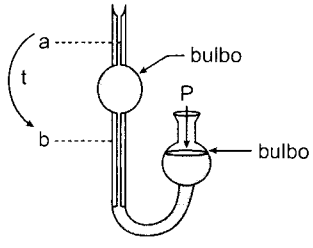
- Fluidez: H_2O > aceite = V_1 > V_2
- Viscosidad: aceite > H_2O ⇒ $\mu_2 > \mu_1$

Fluidez ← Relación Inversa → Viscosidad

La viscosidad disminuye al aumentar la temperatura, por ello es necesario indicar la temperatura.

Viscosímetro de Ostwald. Sirve para determinar la viscosidad de un líquido poco viscoso, para ello se toma como base un líquido patrón cuya viscosidad se conoce, generalmente el agua.

Procedimiento: 1. Para el líquido (L)
2. Para el agua



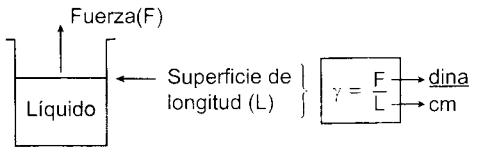
Luego del experimento se emplea:

$$\frac{\mu_L}{\mu_{H_2O}} = \frac{D_L t_L}{D_{H_2O} t_{H_2O}}$$

Donde { d: densidad, t: tiempo

Tensión superficial (γ)

Es una propiedad de los líquidos por la cual parecen estar rodeadas por una membrana en tensión. Es la medida de la fuerza elástica por unidad de longitud, que actúa en la superficie del líquido.
Esquema ilustrativo



La tensión superficial está relacionada con:

- El poder del jabón para limpiar.
- Formación de espumas.
- Los insectos pueden permanecer suspendidos sobre el agua.
- La capilaridad, fenómeno que permite a las plantas llevar agua desde las raíces hasta la parte más alta del tallo.
- El que se moje una tela normal, pero no la de un impermeable.
- La forma esférica de las gotas.

Presión de vapor (P_v)

Es la máxima presión que ejerce el vapor, a cierta temperatura, cuando se establece el equilibrio dinámico.

$$\text{Líquido} \rightleftharpoons \text{Vapor}$$

Donde la velocidad de vaporización es igual a la velocidad de condensación.

Su valor depende de la naturaleza del líquido y de la temperatura.

Temperatura de ebullición (T_{eb})

Es la temperatura a la cual hierve el líquido, esto ocurre cuando

$$P_{(vapor)} = P_{(externa)}$$

Temperatura de ebullición normal ($T_{eb}N$)

Es la temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a la presión atmosférica normal (760 mmHg).

Sustancia	Agua	Etanol	Acetona	Ácido Sulfúrico
Teb^N	100	78,4	56,1	338

La acetona ebulle más rápido

Ecuación de Clausius-Clapeyron

Establece la relación del calor molar de vaporización y la presión de vapor de P_1 a P_2, cuando la temperatura varía de T_1 a T_2.

$$\log\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = \frac{\Delta H_v}{2{,}303R}\left[\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right]$$

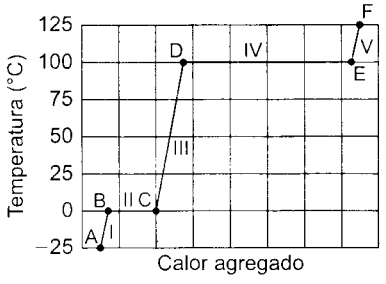
Donde: R = 8,314 J/mol . K

ΔH_v = calor molar de vaporización (J/mol).

CURVAS DE CALENTAMIENTO Y ENFRIAMIENTO

En el laboratorio, se puede tomar una muestra sólida de una sustancia pura y registrar cada minuto su temperatura mientras se calienta a una velocidad constante. Los datos se pueden usar luego para trazar una gráfica de temperatura en el eje de las ordenadas contra el tiempo de calentamiento, en el eje de las abscisas.

Conforme se calienta la muestra sólida, se observa que la temperatura sube de manera regular hasta que comienza la fusión y permanece mientras que toda la muestra sólida se convierta en sustancia líquida. Si el calentamiento continúa, se observa que la sustancia líquida incrementa su equilibrio líquido-vapor y la temperatura permanece constante mientras se encuentre algo de sustancia en la fase líquida. Si la muestra está en un recipiente cerrado, el vapor no podrá escapar y su temperatura comenzará a elevarse otra vez, si continúa el calentamiento, después de la temperatura de ebullición, se produce vapor sobrecalentado, como ocurre en una olla de presión.



Leyenda

I. Calentamiento de hielo.
II. Equilibrio sólido líquido $H_2O_{(s)} \rightleftarrows H_2O_{(l)}$
III. Calentamiento del agua líquida
IV. Equilibrio líquido – Vapor $H_2O_{(l)} \rightleftarrows H_2O_{(v)}$
V. Calentamiento de vapor.

Curva de calentamiento del hielo hasta su conversión en vapor de agua desde – 25 °C hasta + 125 °C.

DIAGRAMA DE FASES

El equilibrio entre un líquido y su vapor no es el único equilibrio dinámico que puede existir entre los estados de agregación de la materia. En condiciones apropiadas de temperatura y presión, un sólido puede estar en equilibrio con su estado líquido o incluso con su fase de vapor.

Un diagrama de fases es una forma gráfica de resumir las condiciones en las que existen equilibrios entre los diferentes estados de agregación de la materia, y también nos permite predecir la fase de una sustancia que es estable a determinadas condiciones de temperatura y presión.

La forma general de un diagrama de fases para una sustancia que exhibe tres fases. El diagrama contiene tres curvas importantes, cada una de las cuales representa las condiciones de temperatura y presión en las que las distintas fases pueden coexistir en equilibrio.

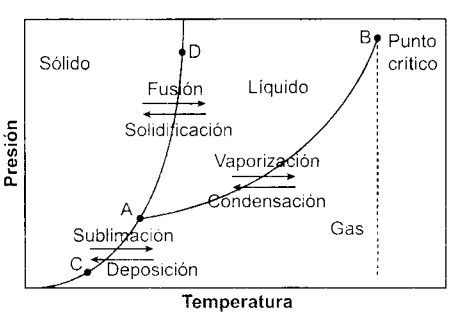
La línea de A y B es la curva de presión de vapor del líquido; representa el equilibrio entre las fases líquida y gaseosa.

El punto de esta curva en el que la presión de vapor es de 1 atm es el punto de ebullición normal de la sustancia. La curva de presión de vapor termina en el punto crítico, (B), que es la temperatura crítica y la presión crítica de la sustancia. Más allá del punto crítico, no es posible distinguir las fases líquida y gaseosa.

La línea de A a C representa la variación de la presión de vapor del sólido al sublimarse a diferentes temperaturas.

La línea de A a D representa el cambio del punto de fusión del sólido al aumentar la presión, esta línea suele tener una pequeña pendiente hacia la derecha al aumentar la presión. Para la mayor parte de las sustancias, el sólido es más denso que el líquido; por tanto, un aumento de la presión por lo regular favorece la fase sólida, más compacta. Por ello, se requieren temperaturas más altas para fundir el sólido a presiones más altas. El punto de fusión de una sustancia es idéntico a su punto de congelación. La única diferencia entre los dos es la dirección en que debe cambiar la temperatura para que se efectúe el cambio de fase. El punto de fusión a 1 atm es el punto de fusión normal.

El punto A, donde se intersecan las tres curvas, se conoce como punto triple. A esta temperatura y presión las tres fases coexisten en equilibrio. Cualquier otro punto de las tres curvas representa un equilibrio entre dos fases. Cualquier punto del diagrama que no cae, en una línea, corresponde a condiciones en las que solo está presente una fase. Cabe señalar que la fase gaseosa es la fase estable a baja presión y alta temperatura, las condiciones en las que la fase sólida es estable se extienden a temperaturas bajas y presiones altas. El intervalo de estabilidad de los líquidos está entre las otras dos regiones.



Forma general de un diagrama de fases de un sistema que exhibe tres fases: gas, líquido y sólido.

TEMPERATURA Y PRESIÓN CRÍTICAS

Los gases se pueden licuar comprimiéndolos a una temperatura apropiada.

Al aumentar la temperatura, los gases se vuelven más difíciles de licuar porque sus moléculas tienen mayor energía cinética.

Para cada sustancia, existe una temperatura por encima de la cual el gas no puede licuarse, independiente de la presión que se aplique.

La temperatura más alta en la que una sustancia puede existir como líquido es su temperatura crítica.

La presión crítica es la presión que debe aplicarse para lograr la licuefacción a esta temperatura crítica, cuanto más intensas sean las fuerzas de atracción intermoleculares, más fácil será licuar en gas, y por tanto, más alta será la temperatura crítica de la sustancia.

Las temperaturas y presiones críticas de la sustancia, a menudo, tienen una importancia considerable para los ingenieros y otras personas que trabajan con gases porque proporcionan información acerca de las condiciones en que los gases se licúan.

A veces, nos interesa licuar un gas: otras veces queremos evitar licuarlo.

Es inútil tratar de licuar un gas aplicando presión, si el gas está por encima de su temperatura crítica.

Temperaturas y presiones críticas de algunas sustancias selectas.

Sustancia	Temperatura crítica (K)	Presión crítica (atm)
Amoniaco: NH_3	405,6	111,5
Argón, Ar	150,9	48
Dióxido de carbono, CO_2	304,3	73,0
Nitrógeno, N_2	126,1	33,5
Oxígeno, O_2	154,4	49,7
Freón - 12, CCl_2F_2	384.7	39,6
Agua, H_2O	647,6	217,7

ESTADO SÓLIDO

Las sustancias que bajo ciertas condiciones de presión y temperatura se presentan en el estado sólido, no solo pueden presentar fuerzas de interacción molecular, sino también sus partículas pueden estar unidas ya sea por enlaces iónico, covalente o metálico.

Tipos de sólidos

Existen dos tipos de sólidos:

Sólidos cristalinos: en los cuales sus partículas (átomos, iones o moléculas) se disponen ordenadamente en el espacio, determinando así una estructura interna que manifiesta un grado de orden de largo alcance. Este ordenamiento armonioso de partículas trae como

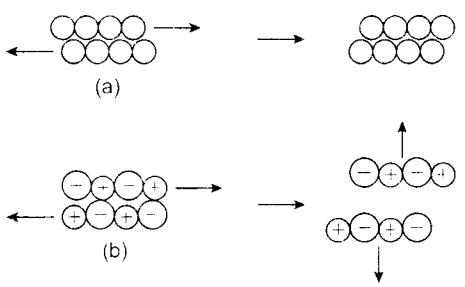
consecuencia la presencia de propiedades estructurales, físicas y químicas muy bien definidas como el punto de fusión y ebullición, formas geométricas peculiares, entre otras.

Sólidos no cristalinos o amorfos: estos sólidos se caracterizan por tener estructuras internas con ordenamiento de partículas de corto alcance, es decir, el ordenamiento de partículas no se manifiesta a lo largo de toda su estructura sino solo por partes; como consecuencia estos sólidos no presentan puntos de fusión y ebullición definidos como es el caso del vidrio y todos los materiales amorfos.

Tipos de sólidos cristalinos

Los sólidos cristalinos están formados por átomos, iones y moléculas. Podemos clasificar a los cristales en cuatro tipos de acuerdo a la clase de partículas que forma el cristal y a las fuerzas que las mantienen juntas.

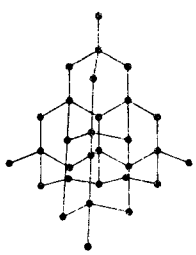
Cristales iónicos. Los iones positivos y negativos están sostenidos en la red cristalina por atracciones electrostáticas. Debido a que las fuerzas son fuertes, las sustancias iónicas tienen puntos de fusión elevados. Los cristales iónicos son duros y frágiles. La figura indica qué sucede si se intenta deformar un cristal iónico. Debido al movimiento de un plano de iones sobre otro, los iones con la misma carga se repelen mutuamente. El cristal se rompe en pedazos. Los compuestos iónicos son buenos conductores de electricidad cuando están fundidos o en solución; pero no en el estado cristalino en el que los iones no pueden moverse.



Efecto de deformación sobre (a) un cristal metálico y (b) un cristal iónico.

Cristales moleculares. Las moléculas ocupan posiciones de red o reticulado en los cristales de los compuestos covalentes. Las fuerzas intermoleculares que mantienen las moléculas en la estructura cristalina no son tan fuertes como las fuerzas electrostáticas que mantienen juntos los cristales iónicos. Los cristales moleculares, por consiguiente, son blandos y poseen puntos de fusión bajos. Las fuerzas de London mantienen las moléculas no polares en el retículo. En los cristales de moléculas polares, se manifiestan las fuerzas dipolo–dipolo como también las fuerzas de London. Por lo tanto, los compuestos polares generalmente se funden a temperaturas ligeramente más altas que los compuestos no polares de peso molecular, tamaño y forma comparables. En general, las sustancias moleculares no conducen electricidad en los estados sólido o líquido. Unos pocos compuestos moleculares, tales como el agua, se disocian muy ligeramente y producen bajas concentraciones de iones; estos líquidos son deficientes conductores eléctricos.

Redes covalentes. En estos cristales, los átomos ocupan posiciones del retículo y están unidos por una red de enlaces covalentes. Todo el cristal puede considerarse como una molécula gigante. El diamante es un ejemplo de este tipo de cristal: los átomos de carbono están unidos por enlaces covalentes en una estructura tridimensional. Los materiales de este tipo tienen puntos de fusión elevados y son extremadamente duros debido al gran número de enlaces covalentes que tendrían que romperse para destruir la estructura cristalina. Las redes cristalinas no conducen electricidad



Estructura del diamante

Cristales metálicos. Los electrones externos de los átomos metálicos están débilmente retenidos y se mueven libremente a través del cristal metálico. El resto de los átomos metálicos, los iones positivos, ocupan posiciones fijas en el cristal. La nube negativa de los electrones que se mueven libremente, algunas veces llamada gas electrónico o mar de electrones, mantiene junto al cristal, a los iones metálicos.

El enlace metálico es fuerte. La mayoría de los metales tienen punto de fusión elevados, altas densidades y estructuras en las cuales los iones positivos están empacados de manera compacta (llamadas disposición de empaquetado compacto). A diferencia de los cristales iónicos, las posiciones de los iones positivos pueden alterarse sin destruir el cristal, debido a la nube uniforme de carga negativa proporcionada por los electrones que se mueven libremente.

Por consiguiente, la mayoría de los cristales metálicos pueden deformarse fácilmente y la mayoría son maleables y dúctiles. Los electrones que se mueven libremente también son responsables del hecho de que la mayoría de los metales sean buenos conductores de la electricidad.

Tipos de sólidos cristalinos

Cristal	Partículas	Fuerzas de atracción	Propiedades	Ejemplos
Iónicos	Iones positivos y negativos	Atracciones electrostáticas	Puntos de fusión elevados, duros, frágiles, buenos conductores eléctricos en estado de fusión.	NaCl, BaO, KNO_2
Moleculares	Moléculas polares Moléculas no polares	Puente de hidrógeno, London y dipolo-dipolo	Puntos de fusión bajos, blandos, conductores deficientes de electricidad en el estado líquido.	H_2O, NH_3, SO_3 H_2, Cl_2, CH_4
Redes covalentes	Átomos	Enlaces covalentes	Puntos de fusión elevados, muy duros, no conductores de electricidad.	C (diamante) SIC, AlN, SiO_2
Metálico	Iones positivos y electrones móviles	Enlaces metálicos	Puntos de fusión relativamente elevados, duros o blandos, maleables y dúctiles, buenos conductores eléctricos.	Ag, Cu, Na, Fe, K

PUNTO DE FUSIÓN

El punto de fusión (punto de congelamiento) es la temperatura en la cual un sólido y un líquido existen en equilibrio:

$$\text{líquido} \underset{\text{fusión}}{\overset{\text{congelación}}{\rightleftharpoons}} \text{sólido}$$

El punto de fusión de un sólido es lo mismo que el punto de congelamiento de su líquido.

Es la temperatura a la cual la velocidad de fusión de un sólido es igual a la velocidad de congelamiento de su líquido a una presión dada.

El punto de fusión normal de una sustancia es su punto de fusión a una atmósfera de presión. Las variaciones de los puntos de fusión y de ebullición de las sustancias suelen ser paralelas porque las fuerzas intermoleculares son parecidas.

Punto de fusión de algunas sustancias comunes

Sustancia	Punto de fusión (°C)
Metano	-182
Alcohol etílico	-117
Agua	0
Naftaleno	80,2
Nitrato de plata	209
Aluminio	658
Cloruro de sodio	801

SUBLIMACIÓN

Algunos sólidos, como el yodo y el dióxido de carbono, se evaporan a presión atmosférica sin pasar por el estado líquido; se dice que se subliman. Los sólidos tienen presión de vapor igual que los líquidos aunque, por lo general, su valor es muy inferior. Los sólidos con presión de vapor altos se subliman con facilidad. Los olores característicos de sólidos que se emplean comúnmente en el hogar, como el naftaleno (bolas de naftalina) y el para-diclorobenceno (desodorante para baños), se debe a la sublimación. El proceso inverso, por el cual el vapor se solidifica sin pasar por la fase líquida, se llama deposición.

$$\text{sólido} \underset{\text{deposición}}{\overset{\text{sublimación}}{\rightleftharpoons}} \text{gas}$$

Ejemplos:

1. Respecto a los líquidos, indicar lo incorrecto:
   I. Tendencia de la sustancia de conservar su volumen sin mantener su forma.
   II. Los líquidos presentan la propiedad de la isotropía.
   III. Las moléculas en el líquido se encuentran cerca una de la otra.
   IV. En el estado líquido las fuerzas de cohesión y repulsión toman valores similares.
   V. Las moléculas del líquido se mueven todo el tiempo, y se les puede comprimir en gran magnitud.

   Resolución:

   Respecto a los líquidos.

I. **Correcto**
Debido a que las distancias entre sus partículas no son muy grandes su volumen es definido, pero por su fluidez su forma es variable.

II. **Correcto**
Las partículas que conforman un líquido no se ordenan de forma regular por lo que presentan isotropía.

III. **Correcto**
Distancias moleculares en los 3 estados de agregación

Sólido	Líquido	Gas
1	1,5	10

Relativamente cerca una de otra

IV. **Correcto**
Entre las partículas de los líquidos se tiene la relación de fuerzas.
Atracción $\approx$ Repulsión

V. **Incorrecto**
El movimiento de las partículas de los líquidos es limitado ya que las distancias entre sí no son muy grandes, su compresión es mínima.

Por lo tanto, es incorrecto V.

2. Respecto a la acción capilar, indicar lo incorrecto:
   I. Acción capilar es el ascenso (o descenso) espontáneo de un líquido dentro de un tubo estrecho.
   II. Se denomina fuerza de adhesión a las fuerzas entre el líquido y la pared del recipiente.
   III. Si la fuerza de adhesión es mayor que la de cohesión el menisco formado es cóncavo.
   IV. Si la fuerza de adhesión es menor que la de cohesión el menisco formado es convexo.
   V. Una sustancia no polar como el mercurio forma menisco de forma cóncava.

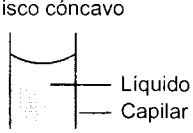
Resolución:

Capilaridad:

I. **Correcto**
Es el fenómeno de ascenso y descenso de los líquidos en sistemas tubulares (capilares).

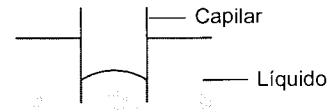
II. **Correcto**
Se presentan dos tipos de interacciones moleculares:
- Adhesión: moléculas - pared del capilar
- Cohesión: Molécula - molécula

III. **Correcto**
Menisco cóncavo



se debe: cohesión < adhesión

IV. Correcto
Menisco convexo



Esto se debe a que:
Cohesión > adhesión

V. **Incorrecto**
El mercurio (Hg) es un líquido metálico de elevada γ, ya que:
cohesión > adhesión
Por lo que en un capilar forma un menisco convexo.

Por lo tanto, es incorrecto V.

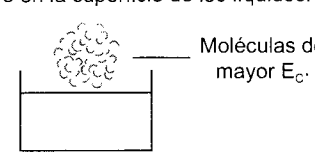
3. Respecto a la evaporación, indicar la alternativa incorrecta.
   I. Cuanto mayor sea la tensión superficial de un líquido, menor será su evaporación.
   II. Se produce cuando las moléculas de la superficie, adquieren suficiente energía para escapar como vapor.
   III. La velocidad de evaporación aumenta con la temperatura.
   IV. Las moléculas con puente de hidrógeno se evaporan más rápido comparadas con los compuestos que tienen interacciones London.
   V. Las moléculas con mayor fuerza intermolecular se evaporan con menor facilidad.

Resolución:

Proceso de evaporación:

I. **Correcto**
Depende de las fuerzas intermoleculares y de la temperatura.
Es lento en líquidos de alta tensión superficial como el mercurio.

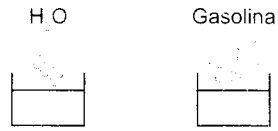
II. **Correcto**
Ocurre en la superficie de los líquidos.



III. **Correcto**
Al elevar la temperatura, se incrementa el número de moléculas con mayor energía cinética (E_c), por lo que la evaporación es más rápida.

IV. **Incorrecto**
El proceso es más lento en líquidos de elevada atracción molecular como los que poseen puente de hidrógeno.

V. **Correcto**
Tomemos como ejemplo los líquidos:



Evaporación lenta (mayor fuerza molecular)

Por lo tanto, es incorrecto IV.

4. Respecto a las proposiciones, indicar cuál(es) son correctas:
   I. Un líquido con fuerzas intermoleculares débiles posee mayor viscosidad que un líquido con fuerzas intermoleculares muy intensas.
   II. La viscosidad es una propiedad extensiva de la materia.
   III. La tensión superficial del mercurio es mayor que la del agua.

   Resolución:

   De acuerdo a las afirmaciones:

   I. **Incorrecto**
   Se sabe que todo líquido cumple:
   (μ, γ) { (dp) fuerzas intermoleculares. (ip) temperatura

   II. **Incorrecto**
   La viscosidad es una propiedad intensiva de la materia ya que su valor no depende de la cantidad de materia.

   III. **Correcto**
   Respecto a los líquidos:
   $\underbrace{(Hg)\,\gamma}_{\text{enlace metálico}} > \underbrace{\gamma\,(H_2O)}_{\text{puente de H}}$

   Por lo tanto, es correcto solo III.

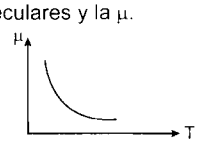
5. Respecto a la viscosidad, indicar lo incorrecto.
   I. La viscosidad depende de la fortaleza de las fuerzas intermoleculares.
   II. La viscosidad de un líquido generalmente disminuye al aumentar la temperatura.
   III. La viscosidad se define como la resistencia a fluir.
   IV. La viscosidad depende de la forma y tamaño de las moléculas.
   V. Existe una relación directa entre la densidad de un líquido y su viscosidad.

   Resolución:

   Viscosidad (μ):

   I. **Correcto**
   Su intensidad es proporcional a las fuerzas moleculares, esto explica el porqué los líquidos polares son más viscosos que los apolares.

   II. **Correcto**
   El incremento de la temperatura disminuye las fuerzas moleculares y la μ.



   III. **Correcto**
   Esta propiedad se define como la resistencia que ofrecen los líquidos a fluir.
   $\mu_{sol} > \mu_{liq} > \mu_{gas}$

   IV. **Correcto**
   Esto se incrementa en los líquidos con el tamaño y la complejidad de las moléculas.

   V. **Incorrecto**
   No existe dependencia directa entre densidad y viscosidad:
   $\mu_{aceite} > \mu_{H_2O}$
   $D_{aceite} < D_{H_2O}$

   Por lo tanto, es incorrecto V.

6. Respecto a las propiedades de los líquidos y sólidos, indicar la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:
   I. La tensión superficial es una propiedad de los líquidos como el agua, el alcohol etílico, tetracloruro de carbono, bencina, etc.
   II. El etilenglicol (CH_2 — CH_2)
   OH OH
   y la glicerina (CH_2 — CH — CH_2)
   OH OH OH
   son líquidos con intensas fuerzas intermoleculares (inter o intramoleculares), siendo la glicerina la de mayor viscosidad.
   III. Cuando el mercurio se deja libre sobre una superficie de vidrio, se forman pequeñas gotas esféricas, causadas por la tensión superficial.

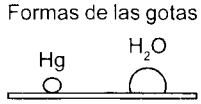
   Resolución:

   Propiedades de los líquidos:

   I. **Verdadero**
   La tensión superficial (γ) es una propiedad exclusiva de los líquidos como:
   - Agua: H_2O
   - Alcohol etílico: $CH_3\,CH_2\,OH$
   - Tetracloruro de C: CCl_4
   - Bencina: C_6H_6

   II. **Verdadero**
   En los líquidos:
   Etilenglicol: CH_2 — CH_2
   OH OH
   Glicerina: CH_2 — CH — CH_2
   OH OH OH
   Ambos poseen enlace puente de hidrógeno, pero la glicerina es más polar, por lo que es más viscosa.

   III. **Verdadero**
   Formas de las gotas en una superficie de vidrio:



$\gamma(Hg) > \gamma(H_2O)$

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. La presión de vapor de un líquido es independiente de la cantidad de líquido.

II. La presión de vapor saturado es la máxima presión de vapor de un líquido a una temperatura dada.

III. Un ambiente está saturado de vapor cuando la humedad relativa en él es 100%.

Resolución:

De acuerdo a los enunciados:

I. **Verdadero**
La presión de vapor (P_v) es una propiedad intensiva de la materia, por lo que su valor es independiente de la cantidad de líquido.

II. **Verdadero**
La presión de vapor se mide sobre la base del equilibrio:
Vapor ⇌ Líquido
Por lo que su valor es máximo.

III. **Verdadero**
Para una humedad relativa del 100% se tiene:
$P_v = P_{H_2O}$
Esto indica que el ambiente está saturado de vapor de H_2O (punto de rocío).

2. Indicar la proposición correcta.

I. Durante la evaporación, las moléculas superficiales de un líquido que tienen mayor energía cinética pueden superar las fuerzas intermoleculares de las moléculas vecinas y escapar al estado vapor.

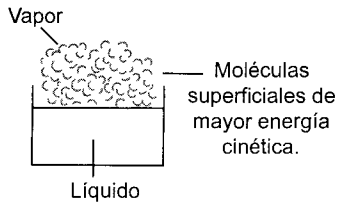
II. La evaporación es el escape de las moléculas del estado líquido a estado de vapor.

III. La ebullición es la vaporización en toda la masa líquida.

Resolución:

Sobre los enunciados:

I. **Verdadero**
Proceso de evaporación (ocurre en la superficie):



II. **Verdadero**
La evaporación es un cambio de estado solo a nivel de la superficie de los líquidos.

III. **Verdadero**
La ebullición es un cambio de estado de toda la masa del líquido, esto ocurre cuando:
$P_v = P_{atm}$

3. Se hace burbujear aire seco a través de agua para obtener aire húmedo con 75% de humedad relativa. ¿Cuál será la temperatura del agua (en °C) si la presión parcial del vapor de agua en el aire húmedo es de 23,87 mmHg?

T (°C)	20	25	30	35	40
Pv(mmHg)	17,5	23,7	31,8	42,1	55,3

Resolución:

Se tiene una muestra de aire húmedo, donde:
HR = 75%
P_{H_2O} = 23,87 mmHg
Como la humedad relativa (HR) se determina según:

$$HR = \frac{P_{H_2O}}{Pv}(100)$$

$$75 = \frac{23,87}{Pv}(100)$$

$$\Rightarrow Pv = 31,8 \text{ mmHg}$$

Lo cual de acuerdo a la tabla de datos de Pv:
$\therefore$ T = 30 °C

4. Señalar la proposición incorrecta acerca de los estados de agregación de la materia.

I. Los líquidos son fluidos incompresibles.

II. Los gases son fluidos compresibles.

III. Un sólido posee forma y volumen definidos.

IV. En un gas las moléculas tienen alta energía cinética.

V. En un sólido la energía de las moléculas es cero.

Resolución:

Estados de agregación de la materia:

I. **Correcto**
Los líquidos se consideran fluidos, ya que pueden desplazarse con relativa facilidad, no son comprimibles.

II. **Correcto**
Los gases no poseen forma ni volumen definido, además por difundirse fácilmente se denominan fluidos compresibles.

III. **Correcto**
En los sólidos predomina las fuerzas de atracción sobre la repulsión, por lo que poseen forma y volumen definidos.

IV. **Correcto**
El elevado desorden (entropía) en los gases se debe a la gran movilidad de sus moléculas (alta energía cinética).

V. **Incorrecto**
Las partículas en el interior de los sólidos ocupan posiciones fijas, su único movimiento es vibracional (poseen energía vibracional).

Por lo tanto, es incorrecto V.

5. En relación con los tres estados de agregación, indicar las proposiciones verdaderas (V) y falsas (F).

I. Las partículas de un sólido, no poseen algún tipo de movimiento.

II. Las moléculas que posee un gas se hallan a distancias relativas entre sí muy grandes, lo cual hace que sus fuerzas intermoleculares sean despreciables.

III. Los líquidos se caracterizan por ser más densos que los gases.

Resolución:

Respecto a los estados de agregación:

I. **Falso**
Debido al predominio de las fuerzas de atracción, las partículas de los sólidos se encuentran en posiciones fijas, solo presentan movimiento de vibración.

II. **Verdadero**
Relación de fuerzas moleculares en los gases:
repulsión > atracción
Esto se debe a las grandes distancias intermoleculares.

III. **Verdadero**
Para una masa constante los sólidos y líquidos ocupan menor volumen que los gases, por lo que sus densidades:
sólido > líquido > gas

6. Indicar verdadero (V) o falso (F) en cada una de las siguientes afirmaciones.

I. La temperatura de fusión es la temperatura a la cual un sólido pasa al estado líquido.

II. Los sólidos amorfos funden en un rango de temperaturas.

III. Los sólidos cristalinos funden a una temperatura definida.

VI. El vidrio funde a una temperatura definida.

Resolución:

Para las afirmaciones:

I. Verdadero
La temperatura a la cual se desarrolla el proceso de cambio de estado:

sólido ⟶ líquido

Se denomina punto de fusión.

II. **Verdadero**
Los sólidos amorfos al no poseer una estructura interna regular funden a temperatura variable.

III. **Verdadero**
Los sólidos cristalinos funden a una temperatura fija.

IV. **Falso**
El vidrio es un sólido amorfo por lo que no funde a una temperatura fija, se ablanda primero.

7. Indicar la alternativa incorrecta:

I. En el sólido iónico las fuerzas que mantienen unidas a las partículas son de naturaleza electrostática.

II. Los sólidos metálicos poseen punto de fusión variable de moderado a alto.

III. Los sólidos covalentes tienen punto de fusión elevados.

IV. Los sólidos iónicos son buenos conductores de la electricidad.

V. Los sólidos moleculares tienen punto de fusión bajos.

Resolución:

Propiedades de los sólidos:

I. **Correcto**
Tipos de fuerzas:
- Iónico: electrostático
- Covalente: electromagnética
- Metálico: eléctrica.
- Molecular: fuerzas de Van der Waals.

II. **Correcto**
Puntos de fusión:
covalente > iónico > metálico > molecular
moderado y alto

III. **Correcto**
La T_f de los sólidos covalentes son muy altos (mayores a 1000 °C)

IV. **Incorrecto**
Solo fundidos o en solución los compuestos iónicos conducen la electricidad.

V. **Correcto**
Los sólidos, moleculares poseen la T_f más bajas.

8. Indicar como verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Son ejemplos de sólidos amorfos, jebe, plástico, vidrio.

II. Los sólidos amorfos son anisotrópicos.

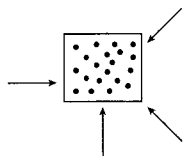
III. Los sólidos amorfos poseen punto de fusión definidos.

Resolución:

De acuerdo a los enunciados:

I. **Verdadero**
De acuerdo al ordenamiento de sus partículas, se tiene dos tipos de sólidos:
- Cristalinos
- Amorfos: jebe, plástico, etc.

II. **Falso**
En los sólidos amorfos, el ordenamiento es irregular, por esto se denomina isotrópicos.



Sus propiedades son las mismas, independientes de la dirección.

III. **Falso**
Al calentarse los sólidos amorfos tienden a ablandarse, por lo que se funden a temperatura variable.

9. Indicar como verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. En los sólidos las fuerzas de cohesión superan a las de repulsión.
II. Los sólidos y líquidos son estados condensados de la materia.
III. Las moléculas o iones en sólidos están dispuestos en forma irregular.

Resolución:

I. **Verdadero**
Representa un estado condensado ya que entre sus partículas existe la relación de fuerzas:

atracción < repulsión

II. **Verdadero**
Distancias intermoleculares entre los 3 estados de agregación.

Sólido	Líquido	Gaseoso
1	1,5	10

estados condensados

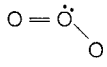
III. **Falso**
Sus partículas (átomos, iones o moléculas), poseen un ordenamiento regular.

10. Identificar la molécula que es apolar y solo presenta interacciones: dipolo instantáneo-dipolo instantáneo.
Dato:
Z: C = 6; N = 7; F = 9; O = 8; Cl = 17
I. NF_3 II. O_3 III. NH_3
IV. CF_4 V. CH_2Cl_2

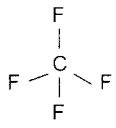
Resolución

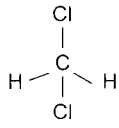
Desarrollamos las estructuras de las moléculas de las alternativas:

I. NF_3 irregular (polar)

II. O_3  irregular (polar)

III. NH_3 irregular (polar)

IV. CF_4  regular (apolar)

V. CH_2Cl_2  irregular (polar)

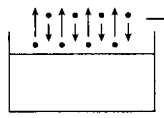
Luego posee enlace por dipolo instantáneo el CF_4

11. Indicar la proposición verdadera (V) o falsa (F) según corresponda:
I. La presión de vapor de un líquido es la presión ejercida por su vapor cuando está en equilibrio con el líquido.
II. La presión de vapor de un líquido aumenta con el incremento de la temperatura.
III. Cuanto mayor sea la presión de vapor de un líquido, más fácilmente se evapora y el líquido es más volátil.

Resolución:

De acuerdo a las afirmaciones:

I. **Verdadero**
Determinación de la presión de vapor (Pv) de un líquido:



En este estado la presión es masiva (Pv)

II. **Verdadero**
El proceso de vaporización se incrementa al aumentar la temperatura.

III. **Verdadero**
Los líquidos de fuerzas intermoleculares débiles poseen alto valor de Pv y se evaporan fácilmente (volátil)

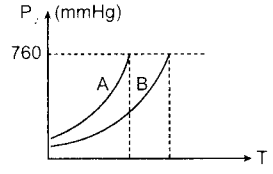
12. Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).
I. El punto de ebullición normal se evalúa a la presión de 760 torr.
II. El punto de ebullición normal es el mismo para todos los líquidos.
III. En el punto de ebullición normal la presión de vapor de todos los líquidos es igual a 760 torr.

Resolución:

De acuerdo a las afirmaciones:

I. **Verdadero**
El proceso de ebullición ocurre cuando:
$Pv = P_{atm} = 760$ mmHg
y la temperatura a la cual ocurre se conoce como punto de ebullición normal.

II. **Falso**
Cada líquido posee su propio valor de T_{eb}. normal, esto depende de la naturaleza del líquido:



$T_{eb}(B) > T_{eb}(A)$

III. **Verdadero**
Como la presión normal es de 760 mmHg = 1 atm (nivel del mar) todo líquido al ebullir cumple: $P_v = 760$ mmHg.

13. Determinar que proposición(es) es (son) incorrectas:
I. Los aceites lubricantes presentan mayor tensión superficial que los solventes como la acetona (CH_3COCH_3), o dicloruro de metileno (CH_2Cl_2).
II. Sabemos que los aceites tienen menor densidad que el agua, por lo tanto tienen mayor viscosidad que este.
III. A mayor intensidad de las fuerzas intermoleculares, es mayor la tensión superficial, la cual disminuye con el aumento de la temperatura.

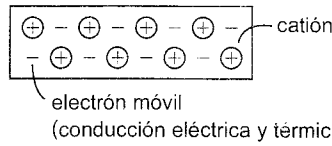
Resolución:
Respecto a las proposiciones:
I. **Incorrecto**
Se denomina líquido lubricante a aquel que fluye fácilmente, para esto debe poseer baja viscosidad y tensión superficial.
II. **Incorrecto**
No existe relación directa entre la densidad y la viscosidad:
aceite ——— H_2O
μ > μ
D < D
III. **Correcto**
Sabemos:
$\nu \propto$ (DP) fuerzas moleculares
$\nu \propto$ (IP) temperatura
Por lo tanto, son incorrectos I, II.

14. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es correcta?
I. Cuanto mayor sea la temperatura de un líquido, mayor será su viscosidad.
II. A mayor fuerza intermolecular en un líquido, mayor es su viscosidad.
III. Los líquidos que tienen moléculas grandes y formas irregulares son generalmente más viscosos que los que tienen moléculas pequeñas.

Resolución
Respecto a las proposiciones:
I. **Incorrecto**
El incremento de la temperatura debilita las fuerzas de atracción molecular y aumenta la fluidez, por lo que disminuye la viscosidad.
II. **Correcto**
Tanto la viscosidad como la tensión superficial son mayores cuando más intensos sean las fuerzas intermoleculares.
III. **Correcto**
La viscosidad también depende del tamaño y la complejidad de las moléculas:
μ(DP) $\overline{M}$
Por lo tanto, son correctos II y III.

15. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. El enlace metálico se produce solo entre metales del grupo IA y IIA.
II. Debido al enlace metálico, los metales poseen alta conductividad eléctrica.
III. Los metales poseen brillo metálico.

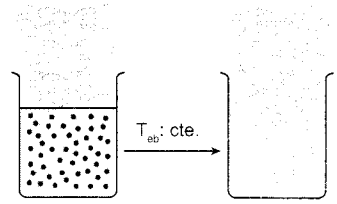
Resolución:
Enlace metálico:
I. **Falso**
Este enlace está presente en todos los metales y sus aleaciones.
II. **Verdadero**
Modelo del mar electrónico



III. **Verdadero**
La reflexión de los fotones de la luz sobre los electrones libres provoca el brillo característico de los metales.

16. Indique si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):
I. En el punto de ebullición la temperatura no varía mientras exista el estado líquido.
II. El punto de ebullición es una propiedad intensiva.
III. En el punto de ebullición se forman burbujas porque la presión de vapor del líquido es mayor que la presión atmosférica.

Resolución:
1. **Verdadero**
En el proceso de ebullición se mantiene constante hasta que todo el líquido se vaporice:



II. **Verdadero**
El punto o temperatura de ebullición es una propiedad intensiva, ya que su valor no depende de la cantidad de líquido.
III. **Verdadero**
Durante la ebullición se forma burbujas de agua, ya que toda la masas del líquido se vaporiza.
∴ VVV

17. Indique la característica que no corresponde a los sólidos amorfos.

A) Los elementos se agrupan de una manera irregular.
B) Son isotrópicos.
C) No presentan en su estructura planos ni direcciones definidas.
D) Producen figuras nítidas de difracción con rayos X.
E) Son ejemplos el plástico y resinas.

Resolución:

Los sólidos amorfos son aquellos cuyas partículas están ordenados en forma irregular, esto determina:

- Son isotrópicos.
- Punto de fusión variable.
- Por difracción de rayos X dan figuras difusas.

Ejemplo: plástico, madera, vidrio, etc.

Por lo tanto, la característica que no corresponde es D.

18. Indique cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta.

A) La presión de vapor es una propiedad del estado líquido.
B) La presión de vapor es la presión que ejerce un vapor en equilibrio con su líquido.
C) El valor de la presión de vapor de un líquido determinado depende de la temperatura.
D) El equilibrio entre un líquido y su vapor es un estado dinámico.
E) Es la presión de vapor se determina en el punto de ebullición de los líquidos.

Resolución:

A) **Correcta**
Corresponde a una propiedad intensiva de los líquidos.

B) **Correcta**
Dicha presión se determina a temperatura constante en el equilibrio:
Vapor $\rightleftharpoons$ Líquido

C) **Correcta**
Su valor es proporcional a la temperatura ya que esto acelera la vaporización.

D) **Correcta**
En el equilibrio indicado la cantidad de vapor y de líquido es constante (proceso dinámico)

E) **Incorrecta**
Su valor se determina para diferentes temperaturas, no solo en el punto de ebullición.

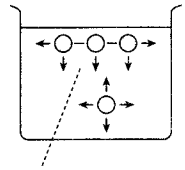
19. Respecto a la tensión superficial, indique lo incorrecto:

A) Los líquidos con interacciones moleculares intensas presentan tensiones superficiales elevadas.
B) La tensión superficial disminuye con el aumento de la temperatura.
C) Es una característica exclusiva de los líquidos.
D) La tensión superficial del mercurio es menor que la del agua.
E) Se denomina tensión superficial a la resistencia de un líquido a un aumento de su área superficial.

Resolución:

La tensión superficial (γ) viene a ser la resistencia que ofrecen los líquidos a un aumento de su área superficial.

Esto se debe al desequilibrio de las fuerzas intermoleculares en la superficie:



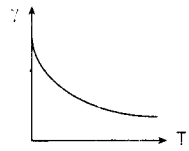
Fuerzas dirigidas al interior

Por esta razón tienden a poseer el menor área superficial (gotas esféricas).

- Su intensidad es mayor en líquidos de elevada atracción molecular:

$$\gamma_{Hg} > \gamma_{H_2O}$$

- Disminuye al aumentar la temperatura:



Por lo tanto, lo incorrecto es la alternativa D.

20. Marque como verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

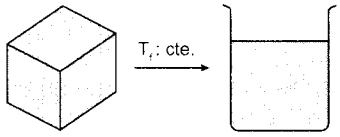
I. El punto de fusión es la temperatura en la cual el sólido pasa al estado líquido.
II. El punto de fusión determina la pureza de un sólido cristalino.
III. El punto de fusión permanece constante, mientras dure el cambio de fase.

Resolución:

I. **Verdadero**
La fusión es el proceso de cambio de estado:
sólido $\longrightarrow$ líquido
y la temperatura a la que ocurre se denomina punto de fusión.

II. **Verdadero**
Los sólidos cristalinos poseen punto de fusión definido, lo cual se emplea para identificarlo o medir su pureza.

III. **Verdadero**
Punto de fusión:



Tf: no cambia hasta el final del proceso
∴ VVV

21. Indique el tipo de sólido cristalino, cuyas propiedades se describen a continuación:

Sólido	T_f °C	T_{eb} °C	Conducción eléctrica	
			Sólido	Líquido
I	848	1727	No	Si
II	1675	3260	Si	Si
III	−25	136	No	No

A) Metálico – iónico – molecular
B) Iónico – metálico – molecular
C) Molecular – metálico – iónico
D) Iónico – iónico – covalente
E) Covalente – iónico – metálico

Resolución:
De acuerdo a la tabla de propiedades:

Sólido	T_f °C	T_{eb} °C	Conducción eléctrica	
			Sólido	Líquido
I	848	1727	No	Si
II	1675	3260	Si	Si
III	−25	136	No	No

I. Este sólido posee alto T_f y solo fundido conduce la electricidad, se trata de un sólido iónico.
II. Este sólido posee alto T_f y conduce la electricidad fundido o no, se trata de un sólido metálico.
III. Este sólido posee bajo T_f y no es conductor eléctrico, se trata de un sólido molecular.
Por lo tanto, el tipo de sólido cristalino es la alternativa B.

22. Indique como verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. Todos los sólidos subliman a la temperatura ordinaria.
II. El hielo seco $CO_{2(s)}$, y el $I_{2(s)}$ se subliman.
III. La sublimación es el cambio del estado gaseoso al estado sólido.

Resolución:
I. **Verdadero**
Todos los sólidos tienden a sublimarse (sólido ⟶ vapor), pero lo hacen en el orden de facilidad:
molecular > metálico > covalente > iónico
II. **Verdadero**
Los sólidos siguientes:
$CO_{2(s)}$ y el $I_{2(s)}$; son moleculares, por lo que se subliman fácilmente.
III. **Falso**
Proceso de sublimación:
sólido ⟶ vapor
∴ VVF

23. Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:
I. El vidrio es un sólido amorfo.
II. El $CuSO_{4(s)}$ tiene un punto de fusión definido.
III. Las partículas de un sólido amorfo, ocupan posiciones fijas, pero con un cierto desorden.

Resolución:
I. **Verdadero**
El vidrio es una variedad amorfa del SiO_2, que en el proceso de solidificación sus partículas, no llegaron a ordenarse de forma regular.
II. **Verdadero**
El compuesto CuSO4 (sulfato de cobre) corresponde a un sólido cristalino iónico, posee punto de fusión definido.
III. **Verdadero**
Tanto en los sólidos cristalinos como en los amorfos las partículas ocupan posiciones fijas, en el primer caso de forma regular y en el otro irregular.
∴ VVF

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda, respecto a los sólidos moleculares:
I. Consisten en átomos o moléculas unidas por enlace covalente.
II. Poseen puntos de fusión elevados.
III. Son ejemplos de sólidos moleculares: $H_2O_{(s)}$, $CO_{2(s)}$ y $C_{12}H_{22}O_{11(s)}$.

A) FFV B) VFV C) VFF
D) VVV E) VVF

2. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. Los sólidos metálicos son buenos conductores del calor y la electricidad.
II. Los metales cristalizan en forma de sólidos en los que los iones metálicos se encuentran en los puntos de la red, rodeados de un mar de electrones deslocalizados.
III. Todos los metales son sólidos a temperatura ambiente.

A) VFV B) VVF C) VFF
D) VVV E) FVV

3. Relacionar correctamente:
I. $NaCl_{(s)}$: sólido iónico
II. $CO_{2(s)}$: sólido molecular
III. $SiO_{2(s)}$: sólido molecular
IV. $Ag_{(s)}$: sólido metálico
V. $H_2O_{(s)}$: sólido molecular

A) I, II, y IV B) I, III, IV y V C) I, II, IV y V
D) I y IV E) Todos

4. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. El $NaCl_{(s)}$ conduce la electricidad en estado fundido.
II. El diamante es buen conductor eléctrico.
III. El vidrio presenta un ordenamiento regular de sus partículas.
IV. El $CO_{2(s)}$ presenta una elevada presión de vapor, respecto al hielo.

A) VFVV B) VFVF C) VFFF
D) VVFV E) VFFV

5. Con respecto a los sólidos amorfos, señalar lo correcto:
I. Son anisotrópicos.
II. Poseen puntos de fusión definidos.
III. Las partículas en los sólidos amorfos están dispuestas en forma irregular.
IV. La ruptura de un sólido amorfo produce fragmentos que poseen los mismos ángulos intersticiales.

A) I, II y IV B) I, III y IV C) I y III
D) Solo III E) III y IV

6. El calcio se cristaliza en una red de cubo centrado en las caras. La arista de la celda unitaria mide 5,57 Å. ¿Cuál es el radio del átomo de calcio?
Dato: PA (Ca = 40 g/mol)

A) 1,97 Å B) 2,79 Å C) 1,39 Å
D) 0,975 Å E) 4,01 Å

7. El proceso por el cual un compuesto o elemento sólido se transforma directamente en vapor, por efecto del calor, se denomina:

A) Evaporación B) Fusión
C) Sublimación D) Vaporización
E) Solidificación

8. ¿Cuál de los siguientes grupos de sustancias se presenta en estado líquido a la temperatura de 15 °C?

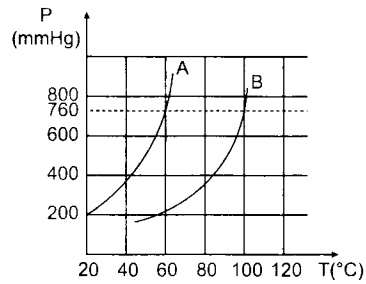
A) Agua, mercurio, alcohol, bromo.
B) Alcohol, helio, acetona, mercurio.
C) Agua, nitrógeno, alcohol, acetona.
D) Mercurio, bromo, agua, helio.
E) Alcohol, nitrógeno, agua, helio.

9. Las propiedades físicas de la materia pueden dividirse en dos grupos:
1. Extensivas, las que dependen de la cantidad de materia presente.
2. Intensivas, las que no dependen de la cantidad de materia.

Basado en las definiciones anteriores, señalar cuál de las siguientes propiedades no es intensiva.

A) El punto de ebullición.
B) La densidad de los líquidos.
C) El número de átomos contenidos en una mol de cualquier elemento.
D) La constante de equilibrio de una reacción química, a una temperatura determinada.
E) El tiempo para llegar al punto de fusión de una determinada sustancia.

10. Del examen de las siguientes curvas presión–temperatura, para los líquidos puros A y B; indicar las temperaturas a las que entrarán en ebullición dichos líquidos, si el experimento se efectúa a nivel de mar.



A) A = 50; B = 110 B) A = 80; B = 140
C) A = 80; B = 140 D) A = 60, B = 120
E) A = 78; B = 142

11. El calor de fusión del hielo es 1440 cal/mol. ¿Cuántas calorías se requiere para fundir 500 gramos de hielo?

A) 9000 B) 25 000 C) 40 000
D) 300 000 E) 720 000

12. Calcular el número de joules que se liberan cuando 15 g de agua a 0 °C se convierten en hielo a −25 °C.
Datos: Calor latente de fusión = 80 cal/g
Calor especifico del hielo = 0,5 cal/g
1 cal = 4,184 J

A) $3,8 \times 10^2$ J B) $7,5 \times 10^2$ J C) $5,0 \times 10^3$ J
D) $5,8 \times 10^3$ J E) $3,5 \times 10^4$ J

13. El elemento oxígeno está distribuido en la tropósfera como O_2 y en la estratosfera como O_3. ¿Cómo se debe designar apropiadamente este fenómeno?

A) Isomorfismo B) Polimorfismo
C) Isomeria D) Alotropía
E) Azeotropia

14. Al suponer un comportamiento ideal, el vapor de agua a 100 °C y a 1,00 atm tiene un volumen molar aproximado de _____ veces la del agua líquida bajo las mismas condiciones. ($d^{100\,°C}$ = 0,9584 g/cm^3).

A) 20 B) $1,2 \times 10^2$ C) 1628
D) 2.5×10^3 E) $1,8 \times 10^4$

15. Un compuesto cristalino consta de los átomo X e Y en una red cúbica. Una celda unitaria contiene átomos de X en sus vértices y en el centro de las caras, y los átomos de Y en el centro del cuerpo. ¿Cuál es la fórmula empírica de este compuesto?

A) XY B) X_2Y C) XY_2
D) X_4Y E) X_2Y_3

16. Un compuesto que contiene cationes A^{n+} y aniones XO_4^- se cristaliza en una red cúbica. Los iones A^{n+} se sitúan en los vértices de la celda unitaria, y los iones XO_4^- se ubican en los centros de las caras y en el centro del cuerpo. ¿Cuál es la carga del catión A^{n+}?

A) +4 B) -1 C) +1
D) +2 E) +3

17. ¿Cuál es la fórmula más sencilla de un sólido que contiene átomos A y B en una red cúbica en la que los átomos de A ocupan los vértices y un átomo B está situado en la posición central del cuerpo de una celda unitaria?

A) AB B) A_8B C) A_4B_3
D) AB_3 E) A_3B

18. Se inyecta 1 g de agua líquida en un recipiente evacuado de 20 L manteniendo la temperatura constante a 25,0 °C. A esta temperatura, la presión del vapor de agua es de 24 torr. Suponiendo que el vapor de agua se comporta idealmente, ¿qué porcentaje de agua permanecerá como líquido una vez que se ha establecido el equilibrio de líquido y vapor?

A) 98% B) 17% C) 79%
D) 33% E) 54%

19. El volumen del recipiente anterior puede aumentarse por medio de un pistón a una temperatura constante.
¿En qué volumen mínimo no permanecerá agua líquida?

A) 21 L B) 32 L C) 43 L
D) 54 L E) 65 L

20. ¿Cuál es el volumen de una celda unitaria cúbica centrada en las caras y constituida por átomos cuyo radio es de 1.00×10^{-8} cm?

A) $8,00 \times 10^{24}$ cm^3 B) $1,23 \times 10^{23}$ cm^3
C) $2,26 \times 10^{23}$ cm^3 D) $1,00 \times 10^{24}$ cm^3
E) $2,26 \times 10^{24}$ cm^3

21. La plata se cristaliza en el sistema centrado en las caras. Si la arista de una celda unitaria es de 4,07 Å. ¿Cuál es el radio aparente de un átomo de plata?

A) 1,76 Å B) 3.52 Å C) 2,04 Å
D) 2,88 Å E) 1,44 Å

22. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Un diagrama de fases proporciona las condiciones en las cuales una sustancia puede existir como líquido, sólido o gas.
II. El punto triple de una sustancia proporciona las condiciones de presión y temperatura en la cual las tres fases coexisten en equilibrio.
III. El punto de ebullición de los líquidos se pueden dar a varias condiciones de P y T.

A) VVV B) VVF C) VFF
D) FFF E) FFV

23. ¿Cuál es la densidad teórica de una sustancia metálica (PA = 210) cuyos átomos tienen un radio de $1,5 \times 10^{-8}$ cm y están empaquetados en una estructura cúbica simple?

A) 7,0 g/cm^3 B) 9,0 g/cm^3 C) 11 g/cm^3
D) 13 g/cm^3 E) 15 g/cm^3

24. ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones no es (son) correcta(s)?

I. La viscosidad es la resistencia al libre desplazamiento de las capas de un fluido.
II. Los líquidos, cuyas moléculas tienen fuerzas intermoleculares fuertes, fluyen rápidamente.
III. Como resultado de la tensión superficial, cuando cae un líquido desde un gotero, tiende adquirir la mayor área superficial.
IV. La viscosidad de un líquido aumenta, con el aumento de la temperatura.

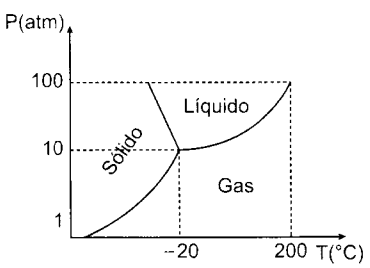
A) II y IV B) II, III y IV C) II y III
D) III y IV E) I, II y III

25. ¿Cuál es la principal fuerza intermolecular que se debe vencer para:

I. Evaporar alcohol metílico, CH_3OH
II. Sublimar hielo seco, CO_2.
III. Fundir sal de cocina.

A) I. ión – ión; II. London; III. enlace de hidrógeno.
B) I. enlace de hidrógeno; II. London; III. London.
C) I. enlace de hidrógeno; II. ión–ión; III. London.
D) I. enlace de hidrógeno; II. London; III. ión–ión
E) I. enlace de hidrógeno; II. ión–ión; III. ión–ión.

26. En el siguiente diagrama de fases, el punto de fusión del sólido:

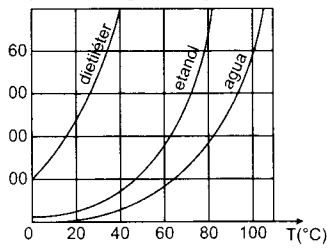


A) Disminuye al aumentar la presión.
B) Es de –20 °C a todas las presiones.
C) Es 200 °C a todas las presiones.
D) No cambia con la presión.
E) Se incrementa, al aumentar la presión.

27. Si un sólido descrito por el diagrama de fases de la pregunta anterior se calienta a 1,0 atm, señalar lo correcto:

A) Se funde por debajo de –20 °C.
B) Se sublima.
C) Se funde a –20 °C.
D) Se funde por encima de –20 °C.
E) Se licúa a –20 °C.

28. Con respecto al siguiente gráfico:



I. El punto de ebullición normal del etanol es mayor que la del éter etílico.
II. Respecto a la intensidad de las fuerzas intermoleculares:
Éter > etanol > agua
III. Respecto a la presión de vapor a una determinada temperatura
Éter > etanol > agua
IV. A presiones mayores de 1 atm el agua hierve a más de 100 °C.

Es correcto afirmar:

A) I y III B) I y IV C) II, III y IV
D) I, III y IV E) I, II y IV

29. Comparar las propiedades de la gasolina y un aceite para motor, señalar lo correcto.

I. La viscosidad del aceite para motor es mayor que la viscosidad de la gasolina.
II. La intensidad de las fuerzas intermoleculares en la gasolina es mayor que la intensidad de las fuerzas intermoleculares en el aceite para motor.
III. El punto de ebullición de la gasolina es mayor que el punto de ebullición del aceite para motor.
IV. Cabe esperar que, el tamaño de las moléculas de la gasolina, sea menor que el tamaño de las moléculas en el aceite para motor.

A) I y IV B) II, III y IV C) II y IV
D) I, III y IV E) II y IV

30. Indicar cuántas proposiciones son correctas:

I. Los sólidos cristalinos, generalmente, son anisotrópicos.
II. Los sólidos cristalinos presentan calor de fusión definido.
III. Los sólidos amorfos son completamente irregulares.
IV. Un ejemplo de sólido amorfo es el vidrio.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

31. Respecto al estado sólido, indicar el número de proposiciones incorrectas:

I. Se caracteriza por ser compresible.
II. Sus moléculas, átomos o iones tienen una orientación al azar.
III. Sus partículas se difunden con facilidad.
IV. Tienen un volumen definido pero su forma es variable.
V. Sus partículas no poseen movimiento de traslación.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

32. Señalar el número de proposiciones incorrectas:
I. Los sólidos amorfos son anisotrópicos.
II. Los sólidos cristalinos tienen punto de fusión definido.
III. El vidrio y ciertos plásticos son sólidos amorfos.
IV. Las partículas de un sólido cristalino forman entre ellas ángulos definidos.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

33. Respecto a los sólidos covalentes señale las proposiciones incorrectas:
I. El hielo es un sólido covalente.
II. Los átomos de carbono en el grafito poseen electrones π, lo cual permite que esta sustancia sea un buen conductor eléctrico.
III. El grafito es una excepción de sólido cristalino covalente.
IV. Los sólidos covalente poseen alta dureza.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

34. Respecto a los sólidos metálicos, indicar cuantas proposiciones son correctas:
I. Buena conducción eléctrica en estado sólido.
II. Buena conducción térmica.
III. Subliman fácilmente.
IV. Son aislantes térmicos.
V Son dúctiles y maleables.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

35. Indicar cuántas proposiciones son correctas:
I. Las sustancias covalentes son malas conductoras de la electricidad.
II. Las sustancias isotrópicas no poseen puntos de fusión definidos.
III. Un sólido se sublima, disminuyendo su presión de vapor a temperatura constante.
IV. Un sólido se sublima, aumentando su temperatura a una presión constante mayor que la crítica.
V. Son anisotrópicos los que poseen punto de fusión definidos.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

36. Indicar cuantas proposiciones son correctas para los sólidos amorfos:
I. Presentan un ordenamiento regular en sus átomos o moléculas.
II. Presentan punto de fusión bien definidos.
III. Son isotrópicos.
IV. Presentan anisotropía.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

37. Respecto a las propiedades de los compuestos moleculares, indicar cuantas proposiciones son correctas:
I. Son blandos
II. Son volátiles
III. Bajos puntos de fusión y ebullición
IV. Insolubles en el agua
V Son no conductores de electricidad

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

38. De las siguientes proposiciones:
I. Los sólidos cristalinos covalentes son extremadamente volátiles y sus puntos de fusión muy altos.
II. Los sólidos cristalinos iónicos son generalmente blandos y quebradizos.
III. En general, los sólidos cristalinos moleculares, tienden a ser duros.
IV. Los sólidos cristalinos metálicos se caracterizan por su brillo plateado y alta conductividad térmica.

Es (son) correctos(s):

A) I y II B) Solo III C) Solo IV
D) II y IV E) II y III

39. De las siguientes proporciones:
I. El cristal es la forma poliédrica que tiene un sólido cristalino.
II. Los isótropos son cristales que tienen propiedades en cualquier dirección.
III. El isomorfismo es la propiedad que tienen dos sustancias de cristalizar en la misma forma cristalina.

Es (son) correcta(s):

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I; II E) I; II y III

40. De las siguientes proposiciones:
I. El vidrio común es un sólido cristalino.
II. Existen siete sistemas de cristalización para los sólidos cristalinos.
III. El diamante se emplea como herramienta de corte por su dureza, así también como piedra preciosa.

Es (son) incorrecta(s):

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

41. De las siguientes propiedades de los sólidos iónicos, indicar cuantas son incorrectas:
I. Los sólidos cristalinos son frágiles.
II. Los sólidos cristalinos tiene punto de fusión definido.
III. Los sólidos cristalinos son anisotrópicos.
IV. Las sustancias isotrópicas poseen formas geométricas definidas.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

42. Indicar cuántas proposiciones son correctas:
I. En los sólidos metálicos existe atracción electrostática entre iones positivos y los electrones deslocalizados.
II. Los sólidos covalentes tienen punto de fusión y ebullición altos.
III. En los sólidos iónicos existe atracción electrostática entre partículas de carga opuesta.
IV. Son sólidos iónicos: dióxido de silicio, amoniaco, carburo de silicio.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

43. De las siguientes proposiciones:
I. Los sólidos amorfos no tienen estructuras ordenadas y bien definidas.
II. Algunos sólidos cristalinos pueden existir en más de una forma.
III. El diamante es un buen ejemplo de cristal atómico covalente.
Es (son) correcta(s):

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I; II y III

44. Indicar cuántas proposiciones son correctas:
I. Los sólidos cristalinos presentan anisotropía.
II. Los sólidos amorfos se pueden considerar fluidos de muy alta viscosidad.
III. Los sólidos amorfos tienen punto de fusión definido.
IV. En los sólidos cristalinos las partículas constituyentes están dotadas en movimiento de traslación.
V. Los sólidos covalentes son muy duros y malos conductores térmicos.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

45. Indicar el número de proposiciones incorrectas, respecto a la viscosidad, en:
I. Es la resistencia de un líquido a fluir.
II. Las sustancias que poseen gran habilidad para formar puente de hidrógeno tienen normalmente viscosidades bajas.
III. Aumenta al incrementar el tamaño y el área superficial de las moléculas.
IV. Aumenta con el incremento de la temperatura.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

46. Indicar el número de proposiciones correctas en:
I. La viscosidad depende del estado físico de los cuerpos.
II. El mercurio tiene mayor viscosidad que el agua a la misma temperatura.
III. Cuanto más largas sean las moléculas más se pueden unir en el líquido y será más fácil para ellas fluir.
IV. A mayor fuerza intermolecular de atracción, más viscoso será el líquido.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

47. De los siguientes enunciados indique cuantos son correctos:
I. Los líquidos con alta presión de vapor se denominan un poco volátiles.
II. Líquidos con mayores fuerzas intermoleculares tienen menor presión de vapor.
III. El punto de ebullición normal es la temperatura en la cual la presión de vapor del líquido es la presión de la atmósfera.
IV. Los líquidos más volátiles son los que tienen menor tensión superficial.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

48. Con fines de hacer uso de un líquido J como lubricante, se desea determinar cuál es su viscosidad, para ello se usa un viscosímetro de Ostwald, donde la densidad del líquido J a 20 °C es de 1,2 g/mL y el tiempo que demora en deslizarse es de 10 segundos, mientras que el H_2O se demora en deslizarse 4 segundos, la viscosidad del líquido J es:

A) 8 cp B) 4 cp C) 7 cp
D) 5 cp E) 3 cp

49. Completar:
"La... es un ejemplo de tensión superficial, se trata del desnivel que presentan los líquidos en el interior de tubos..."

A) capilaridad – de elevado diámetro
B) viscosidad – muy estrechos
C) capilaridad – muy estrechos
D) viscosidad – de elevado diámetro
E) cohesión – de gran diámetro

50. De las siguientes proposiciones:
I. La presión de vapor de un líquido disminuye al aumentar la temperatura.
II. El alcohol presenta mayor presión de vapor que el agua a la misma temperatura.

III. La tensión superficial disminuye el área superficial de la gota de un líquido.

Son no correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

51. Respecto a la viscosidad, indicar lo incorrecto:

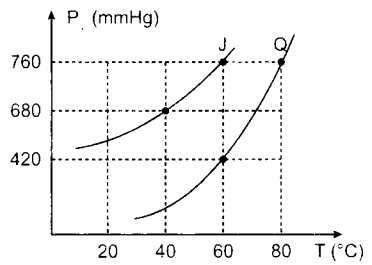
I. Es la resistencia de un líquido a fluir. Aumenta al incrementar el tamaño y el área superficial de las moléculas.
II. Aumenta al incrementar el tamaño y el área superficial de las moléculas.
III. Su unidad es el poise.
IV. Aumenta con el incremento de la temperatura.
V. Es inversamente proporcional a la fluidez.

A) I B) II C) III D) IV E) V

52. Del gráfico mostrado:

I. La temperatura de ebullición normal de Q es 80 °C.
II. A una misma temperatura la presión de vapor de Q es mayor que J.
III. La temperatura de ebullición normal de J es mayor que 40 °C.
IV. Q es más volátil que J.

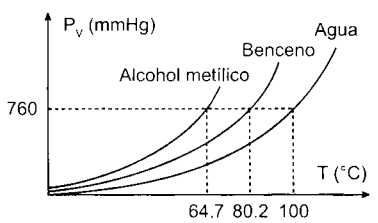
Es (son) correcta(s)



A) II, IV B) Solo IV C) I; II; III y IV
D) I; II y III E) I; II

53. Del siguiente esquema, indique cuantas proposiciones son incorrectas:

I. El benceno tiene mayor temperatura de ebullición que el agua.
II. El alcohol metílico es más volátil que el benceno.
III. La temperatura de ebullición normal del benceno.
IV. La presión de vapor posee la siguiente relación: agua > benceno > alcohol metílico.
V. La temperatura de ebullición del alcohol metílico a 760 mmHg es 64.7 °C.



A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

54. Respecto a la tensión superficial en los líquidos, indicar el número de proposiciones correctas:

I. Es la cantidad de energía necesaria para estirar o aumenta la superficie del líquido por unidad de área.
II. El trabajo realizado para estirar una película, en el líquido, es proporcional al aumento del área superficial.
III. Disminuye al incrementar la temperatura del líquido.
IV. Disminuye entre la presencia de agentes tensoactivos como los detergentes.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

55. De las definiciones:

I. Cohesión, es la fuerza que mantiene unido a un líquido.
II. Menisco, es la superficie superior de un líquido en un recipiente cilíndrico.
III. Adhesión, es la fuerza de atracción entre un líquido y otra superficie.

Es(son) correcta(s)

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I; II E) I; II; III y IV

56. Indicar el número de proposiciones correctas respecto a los líquidos:

I. Tienen forma y volumen definidos.
II. Tienen una densidad mayor que el de los gases.
III. Se difunden a través de otros líquidos.
IV. Al enfriar un líquido disminuye su energía cinética.
V Los líquidos son isotrópicos.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

57. Indicar el número de proporciones incorrectas respecto a un líquido.

I. Las moléculas se mantienen juntas por uno o más tipos de fuerzas de atracción.
II. Las moléculas pueden moverse libremente entre ellas, de tal manera que el líquido puede fluir.
III. Al igual que los sólidos son fluidos.
IV. La miscibilidad de dos líquidos se refiere a su habilidad para juntarse y producir una mezcla homogénea.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

58. Acerca del estado líquido:

I. La fuerza de atracción entre las moléculas es mayor que en el estado gaseoso.

II. El movimiento molecular está más restringido que en el estado sólido.
III. Es considerado como el estado intermedio de la materia, debido a las características y propiedades que presenta.

Son correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

59. Indicar cuántas proposiciones son correctas:
I. La viscosidad varía en forma directa con la temperatura.
II. La viscosidad está relacionada a la densidad.
III. Solo los sólidos poseen la propiedad de viscosidad.
IV. La viscosidad del agua a 20 °C es mayor que la del benceno a la misma temperatura.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

60. Respecto a la ebullición, indicar el número de proposiciones correctas:
I. El punto de ebullición es inversamente proporcional a su presión de vapor.
II. Se denomina punto de ebullición normal cuando la presión que rodea al líquido es de 101,3 kPa.
III. Ocurre solo en la superficie del líquido.
IV. Un líquido puede hervir a cualquier temperatura, pues solo depende de la presión externa.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

61. Con relación a la viscosidad se puede afirmar que:
I. Es una propiedad extensiva de la materia.
II. Varia en forma independiente a la temperatura para una misma sustancia.
III. Es una propiedad exclusiva del estado líquido.
IV. Una sustancia tendrá un alto poder de lubricación si posee mayor viscosidad.

A) Solo IV B) Solo I C) Solo III
D) Solo II E) II y IV

62. Indicar el número de proposiciones incorrectas:
I. La adherencia consiste en la atracción existente entre los átomos o moléculas de una sustancia y los átomos o moléculas de otra.
II. Como consecuencia de la tensión superficial, la capilaridad es la característica que presentan los líquidos para ascender por un tubo.
III. Para líquidos asociados, al aumentar la temperatura, se incrementa la viscosidad.
IV. La viscosidad y la tensión superficial son directamente proporcionales.
V. El mercurio presenta un menisco cóncavo.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

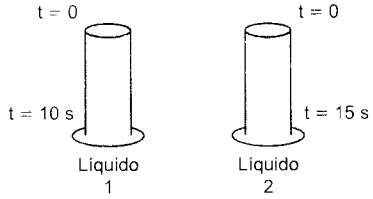
63. Respecto a la evaporación en los líquidos, indicar el número de proposiciones incorrectas:
I. Es un fenómeno de superficie.
II. Se incrementa a medida que la temperatura aumenta.
III. El proceso contrario se denomina ebullición.
IV. La evaporación solo ocurre en los líquidos.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

64. Hasta que altura ascenderá el agua en el tubo capilar de 5×10^{-5} m de radio, si la tensión superficial es 72 mJ/m^2 y la densidad 1 g/mL.

A) 15,4 cm B) 29,4 cm C) 10,5 cm
D) 20,4 cm E) 12,5 cm

65. Al hacer deslizar una esferita de acero a través de dos líquidos, en una probeta que contenga el mismo volumen de los líquidos, podemos afirmar que:



I. El líquido 1 presenta mayor viscosidad.
II. Si 1 y 2 fueran los mismos líquidos a la temperatura de 20 °C y 50 °C, respectivamente, entonces 2 ofrece mayor resistencia al desplazamiento de la esfera de acero.
III. Si nos indican que los líquidos 1 y 2 son aceite y agua, entonces diremos que 1 es el agua.

A) II y III B) Solo III C) I y III
D) Solo I E) I y II

66. Indicar cuantas proposiciones son correctas:
I. La viscosidad es el grado de dificultad que tiene una cierta capa de un líquido al fluir sobre otra.
II. Todo líquido presenta tensión superficial aun teniendo un volumen muy pequeño.
III. Si la fuerza de adherencia de un líquido es menor que la fuerza de cohesión, la capilaridad es mayor.
IV. A mayor temperatura disminuye la tensión superficial.
V. Los detergentes disminuyen la tensión superficial del agua.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

67. Respecto al estado líquido, indicar cuantas proposiciones son incorrectas:
I. El mercurio presenta un menisco cóncavo.
II. La viscosidad del solido es mayor que la viscosidad del líquido.

III. Para líquidos asociados, al aumentar la temperatura, se incrementa la viscosidad.
IV. Al disminuir la tensión superficial del agua facilita sus propiedades del lavado.
V Como consecuencia de la tensión superficial, la capilaridad es una característica que presentan los líquidos para ascender por un tubo.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

68. Respecto a la presión de vapor, indicar el número de proposiciones es correcta, en:
I. Se mide cuando hay un equilibrio estático entre la condensación y la evaporación a una determinada temperatura.
II. Aumenta conforme se incrementa la temperatura del líquido.
III. En el agua la presión de vapor es bajo debido al enlace puente de hidrógeno que existe en dicho compuesto.
IV. Los líquidos que tienen elevada presión de vapor tienen baja temperatura de ebullición.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

69. Indicar cuantas proposiciones son correctas:
I. Las presiones de vapor aumenta a medida que disminuye la temperatura.
II. Los líquidos volátiles poseen presiones de vapor relativamente altas.
III. La presión de vapor del agua es baja debido al enlace puente de hidrógeno.
IV. La presión de vapor de un líquido es la mínima presión que ejerce el vapor de un líquido a cierta temperatura.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

70. La presión de vapor de un líquido en un recipiente cerrado depende:

A) De la cantidad de líquido.
B) Del área superficial.
C) De la temperatura y naturaleza quimica del líquido.
D) De la masa del líquido.
E) Del volumen del recipiente.

71. Relacione característica-propiedad:
I. Tendencia de un líquido a vaporizarse.
II. Moléculas que ingresan y salen del líquido con la misma frecuencia.
III. Presión que ejerce la fase gaseosa sobre su fase liquida.

a. Equilibrio dinámico
b. Presión de vapor
c. Volatilidad

A) I-b; II-c y III-a B) I-a; II-b y III-c
C) I-c; II-a y III-b D) I-b; II-a y III-c
E) I-c; II-b y III-a

72. Señale la alternativa correcta, respecto al punto de ebullición de un líquido:

A) Es igual a 100 °C en todos los líquidos.
B) Se determine a la presión de 1 atm.
C) Es el mismo a diferentes altitudes.
D) No varía con la presión.
E) Es la temperatura en que la presión de vapor del líquido igual a la presión externa.

73. Respecto al estado sólido, indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:
I. Tienen formas definidas (son resistentes a la deformación).
II. Son incomprensibles.
III. No son fluidos.
IV. Tienen disposición ordenada de partículas que están muy próximas entre sí; las partículas solo poseen movimiento vibracional.

A) VVFF B) VVVF C) VFVV
D) FFVV E) VVVV

74. Respecto a los tipos de sólidos, ¿Qué proposiciones son correctas?
I. Los sólidos cristalinos tienen punto de fusión definido.
II. Los sólidos amorfos no tienen punto de fusión definido.
III. El vidrio, los plásticos y la brea son sólidos cristalinos.

A) I y III B) II y III C) I y II
D) Solo II E) Solo III

75. Indique la verdad (V) o falsedad (F) de cada una de las siguientes proposiciones:
I. Un sólido cristalino es aquel cuyos átomos, iones o moléculas están ordenados en disposiciones bien definidas.
II. La isotropía es una propiedad característica de los sólidos amorfos.
III. Todos los sólidos son anisotrópicos.

A) VFF B) FFV C) FVF
D) VVF E) VVV

76. Respecto a los sólidos cristalinos, marque la secuencia correcta:
I. Poseen disposiciones ordenada y repetitiva de iones, átomos y moléculas.
II. Pueden ser iónicos, covalentes, moleculares o metálicos.
III. Tienen propiedades físicas y químicas variables.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FFV E) VFF

77. De acuerdo al orden interno de las partículas en un sólido, estos pueden ser:

A) Metálicos y amorfos
B) Covalentes e iónicos
C) Iónicos y metálicos
D) Cristalinos y moleculares
E) Cristalinos y amorfos.

78. Complete los espacios adecuadamente:
Se requiere..... tiempo para cocer los alimentos en la montaña (donde la presión atmosférica es menor) que al nivel del mar, póquer el agua a mayor altitud hierve a una temperatura más.....

A) menor - baja B) mayor - alta
C) menor - alta D) mayor - baja
E) igual - alta

79. El cloruro de sodio es un sólido..... por lo que presenta un punto de fusión....., cuando el cloruro de sodio solido se calienta, cambia de estado sólido a liquido manteniéndose la temperatura en un valor..... mientras exista la fase sólida.

A) cristalino - alto - variable
B) cristalino - definido - constante
C) amorfo - definido - pequeño
D) soluble - soluble - constante
E) blanco - alto - alto

80. Indique la sustancia que en estado líquido presentará mayor punto de ebullición:

A) H_2Te B) CH_4 C) H_2S
D) H_2Se E) HF

81. Indique verdadero (V) o falso (F) en cada proposición:

I. La ebullición es la vaporización que ocurre en toda la masa del liquido con formación de burbujas.
II. Un líquido alcanza su estado de ebullición cuando la presión de vapor saturado del líquido es mayor que la presión atmosférica (externa).
III. El punto de ebullición normal de un líquido y sus fuerzas de cohesión intermoleculares son entre si inversamente proporcionales.

A) VVV B) VVF C) VFF
D) FFF E) VFV

82. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?

A) CO_2 B) H_2O C) NaCl
D) SO_2 E) NH_3

83. Respecto al estado líquido, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Sus partículas están en desorden.
II. Son anisotrópicos.
III. Tienen puntos de fusión definido.

A) FFF B) FFV C) VFF
D) VFV E) VVV

84. Respecto al estado líquido, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. No tienen forma definida (adoptan las formas de los recipientes).
II. Tienen volumen definido (solo son ligeramente comprensibles).
III. Son fluidos.
IV. Constan de grupos de partículas desordenadas que están bastante próximas entre sí, las partículas poseen movimiento al azar en tres dimensiones.

A) VFFF B) VVFF C) VVVF
D) VVVV E) FFFF

85. Respecto a la tensión superficial, marque la secuencia correcta.

I. Es la energía requerida para expandir una superficie liquida.
II. Explica la forma casi esférica de las gotas de agua.
III. A mayor fuerza intermolecular menor tensión superficial.

A) VVF B) FFV C) VVV
D) VFV E) FVV

86. Señale la alternativa correcta con respecto a la viscosidad de un liquido:

I. Es la medida de la resistencia a fluir.
II. Está relacionado con el desplazamiento de las capas moleculares del líquido.
III. Aumenta cuando disminuye la temperatura.

A) FVF B) VFF C) VVV
D) FFF E) FFV

87. ¿Cuál de los siguientes sólidos tiene una estructura cristalina?

A) Vidrio B) Alquitrán C) Grafito
D) Hollín E) Almidón

88. Señale la secuencia correcta:

I. Las propiedades físicas de líquidos y sólidos moleculares se deben en gran medida a las fuerzas intermoleculares.
II. Los líquidos son más densos y más comprensibles que los gases.
III. Las sustancias con débiles fuerzas intermoleculares, a condición ambientales, se presentaran como gases generalmente.

A) VFV B) FVV C) FFV
D) VVV E) VFF

89. Señale la alternativa que no corresponde a una propiedad general de los líquidos:

A) Son isotrópicos, es decir, que sus propiedades mecánicas y eléctricas tienen un valor uniforme, en cualquier dirección en que se midan.
B) Generalmente son más densos que los gases.
C) Poseen forma variable y volumen definido.
D) La distancia de separación intermolecular en promedio es mayor que en el estado gaseoso.
E) La energía cinética traslacional de las moléculas es menor que en el estado gaseoso.

CLAVES

1. A	13. D	25. D	37. D	49. C	61. A	73. E	85. A
2. B	14. C	26. A	38. D	50. A	62. C	74. C	86. C
3. C	15. D	27. B	39. E	51. D	63. B	75. D	87. C
4. E	16. A	28. D	40. A	52. E	64. B	76. A	88. A
5. D	17. A	29. A	41. B	53. B	65. A	77. E	89. D
6. A	18. E	30. C	42. C	54. E	66. D	78. D	
7. C	19. C	31. E	43. E	55. E	67. B	79. B	
8. A	20. C	32. B	44. C	56. D	68. E	80. E	
9. E	21. E	33. B	45. B	57. B	69. C	81. C	
10. D	22. A	34. C	46. D	58. E	70. C	82. C	
11. C	23. D	35. D	47. D	59. B	71. D	83. C	
12. D	24. B	36. C	48. E	60. B	72. E	84. D	

Reacciones químicas

capítulo 12

Antoine-Laurent de Lavoisier (París, 26 de agosto de 1743-París, 8 de mayo de 1794) fue un químico, biólogo y economista francés, considerado el creador de la Química moderna, junto a su esposa, la científica Marie-Anne Pierrette Paulze, por sus estudios sobre la oxidación de los cuerpos, el fenómeno de la respiración animal, el análisis del aire, la ley de conservación de la masa o ley Lomonósov-Lavoisier, la teoría calórica y la combustión, además de sus estudios sobre la fotosíntesis.

En las investigaciones de Lavoisier se incluyeron algunos de los primeros experimentos químicos de estequiometría, donde se pesaba cuidadosamente los reactivos y productos de una reacción química en un recipiente de vidrio sellado, siendo crucial en el avance de la química. Asimismo, demostró que en una reacción la cantidad de materia siempre es la misma al final y al comienzo de la reacción. Estos experimentos proporcionaron pruebas para la ley de conservación de la materia. Lavoisier también investigó la composición del agua y denominó a sus componentes oxígeno e hidrógeno. Entre los experimentos más importantes de Lavoisier se encuentra el examinar la naturaleza de la combustión, demostrando que es un proceso en el que se produce la combinación de una sustancia con oxígeno. También reveló el papel del oxígeno en la respiración de los animales y las plantas.

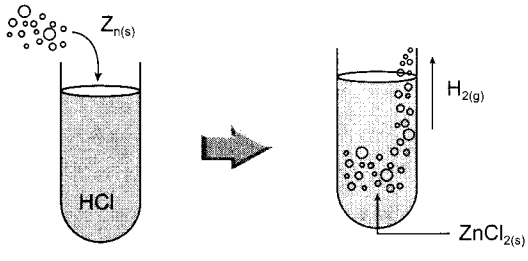
Fuente: Wikipedia

Son procesos químicos, donde la materia sufre cambios estructurales para dar origen a nuevas sustancias químicas.

ECUACIONES QUÍMICAS

Es la forma abreviada de escribir qué es lo que sucede en una reacción química.
A las sustancias iniciales se les denomina reactantes o reaccionantes y a las que se obtiene se denominan productos o resultantes.

REACCIÓN QUÍMICA



$HCl_{(ac)} + Zn_{(s)} \longrightarrow ZnCl_{2(s)} + H_{2(g)}$

Reactantes (reaccionantes) — **Productos** (resultantes)

En general:

$$\underbrace{A + B}_{\text{reactantes}} \longrightarrow \underbrace{C + D}_{\text{productos}}$$

Toda reacción química implica la ruptura de enlaces como consecuencia de los choques entre las moléculas de los reactantes, generando la formación de especies libres con alto grado de energía que forman el complejo activado, que consiste en una especie de compuesto intermedio entre los reactantes y los productos y a partir de la cual se obtendrán estos últimos.
La energía implicada en el desarrollo de una reacción se denomina entalpía y el grado de desorden molecular que alcanzan las especies luego de la ruptura de enlaces se denomina entropía.

La evidencia del desarrollo de una reacción química; existe cuando se observa:

- Formación de precipitados (sólidos).
- Desprendimiento de especies gaseosas con cambio de temperatura.
- Formación de un gas.
- Desprendimiento de luz y energía.

Tipos de reacciones químicas:

- Las reacciones químicas se clasifican atendiendo a diversos criterios, entre los principales tenemos:

De acuerdo a su forma:

Reacción de composición: Adición o síntesis.

$$A + B \longrightarrow AB$$

Se combinan 2 o más sustancias para formar un solo compuesto.

$2H_2 + 1O_2 \longrightarrow 2H_2O$ Síntesis agua
$1N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$ Síntesis Haber-Bosch
$2Ca + 1O_2 \longrightarrow 2CaO$ Oxidación

Reacción de descomposición

$$AB \xrightarrow{\text{calor}} A + B$$

Un compuesto por efecto de energía se descompone en 2 o más sustancias.

$2H_2O \xrightarrow{\text{calor}} 2H_2 + O_2$ (electrólisis)
$1CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} 1CaO + 1CO_2$ (calcinación)
$2KClO_3 \xrightarrow{\text{calor}} 2KCl + 3O_2$
$NH_4NO_3 \xrightarrow{\text{calor}} N_2O + 2H_2O$

Reacción de desplazamiento simple

Se produce cuando los ácidos fuertes atacan a metales.

$$\hat{A} + BC \longrightarrow AC + B$$

$1Zn + 2HCl \longrightarrow 1ZnCl_2 + 1H_2\uparrow$
$9Fe + 4Al_2O_3 \longrightarrow 3Fe_3O_4 + 8Al$
$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$

metal activo — desplazado

Reacción de doble desplazamiento
Metátesis

$$AB + CD \longrightarrow AD + BC$$

Entre soluciones sales disueltas (intercambio de iones).

$1AgNO_3 + 1HCl \longrightarrow 1AgCl + 1HNO_3$
$AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl + NO_3Na$
$NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
$NaOH + CaCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + Ca(OH)_3$

Tener presente:

$\overset{+1\ -2+1}{Na\ OH} + \overset{+1\ +6-2}{H_2\ SO_4} \longrightarrow \overset{+1\ +6-2}{Na_2\ SO_4} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$

En la reacción de metátesis no existe el fenómeno de la oxidación reducción (redox).
Reacción de neutralización (ácido–base).
$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$

De acuerdo a su energía

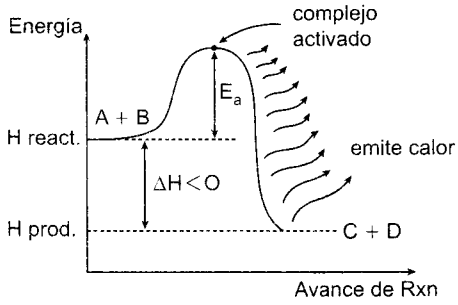
En toda reacción química siempre ocurre emisión o absorción de energía: esta energía es calorífica o luminosa.
Entalpia (ΔH). Denominado también calor de reacción, a la energía que se libera o absorbe.

Reacción exotérmica

Una reacción es exotérmica cuando el sistema emite energía, esto es debido a que la energía total de los reactantes es mayor que la energía total de los productos.

$$A + B \longrightarrow C + D + \underbrace{\text{calor}}$$
$$\Delta H < O$$

ΔH: Entalpía de la reacción.



E_a: energía de activación

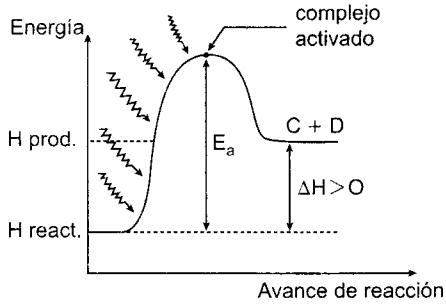
Ejemplos:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O + 116\ \frac{kcal}{mol}$$
$$\Rightarrow \Delta H = -316\ \frac{kcal}{mol}$$
$$C_3H_{8(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O + 341\ \frac{kcal}{mol}$$
$$\Rightarrow \Delta H = -341\ \frac{kcal}{mol}$$
$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_3 + 22\ \frac{kcal}{mol}$$
$$\Rightarrow \Delta H = -22\ \frac{kcal}{mol}$$
$$4Al_{(s)} + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3 + \underbrace{\text{calor}}$$
$$\Rightarrow \Delta H = -Q \qquad\qquad Q$$

Reacción endotérmica

Una reacción es endotérmica cuando se realizan con absorción de energía (calor). La energía total de los reactantes es menor que la energía total de los productos.

$$A + B + \text{Calor} \longrightarrow C + D \qquad \Delta H > O$$



Ejemplos:

$$H_2O_{(g)} + C_{(s)} + 31{,}4\ \frac{kcal}{mol} \longrightarrow H_{2(g)} + CO_{(g)}$$
$$\Rightarrow \Delta H = 31{,}4\ \frac{kcal}{mol}$$
$$NH_3 + 22\ \frac{kcal}{mol} \longrightarrow H_2 + N_2$$
$$\Rightarrow \Delta H = 22\ \frac{kcal}{mol}$$
$$3O_2 \longrightarrow 2O_3 - \text{calor}$$

De acuerdo al sentido

Reacción irreversible. Aquella reacción que se realiza en un solo sentido y se representa ($\longrightarrow$)

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$
$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$$

Reacción reversible. Esta reacción se realiza simultáneamente en ambos sentidos de tal manera que en algún instante determinado se logra el equilibrio.
Esta ecuación se indica mediante ($\rightleftharpoons$)

$$I_2 + H_2 \rightleftharpoons 2HI$$
$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

Reacción de combustión. Se refieren a las reacciones que realizan los compuestos orgánicos con el oxígeno.

El compuesto orgánico actúa como combustible.
El oxígeno actúa como comburente.
En este tipo de reacción se aprecia desprendimiento de energía y luz.

Tipos:

- **Combustión completa.** Los productos de la reacción son: $CO_2 + H_2O$

$$C_xH_yO_z$$
$$C_xH_Y + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$
$$C_xH_yO_zN_w \quad \text{Oxígeno en exceso}$$

Ejemplos:

$$C_8H_8 + \frac{25}{2}O_2 \longrightarrow 8CO_2 + 9H_2O \quad ...(\alpha)$$
$$C_2H_5OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

- **Combustión incompleta.** Los productos de la reacción son CO + H_2O, debido a la deficiencia de oxígeno. Si es muy deficiente: C + H_2O.

$$C_xH_y + O_2 \longrightarrow CO + H_2O$$
$$C_xH_y + O_2 \longrightarrow C + H_2O$$
Hollín

Ejemplos:

$$1C_8H_{18} + \frac{17}{2}O_2 \longrightarrow 8CO + 9H_2O \quad ...(\beta)$$
$$1C_8H_{18} + \frac{9}{2}O_2 \longrightarrow 8C + 9H_2O \quad ...(\chi)$$

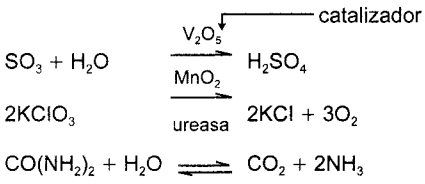
De α, β, χ: Se observa que para una misma cantidad de combustible (C_8H_{18}). Para las reacciones indicadas los volúmenes de O_2, se encuentran en $\frac{25}{2}$; $\frac{17}{2}$ y $\frac{9}{2}$

Reacciones catalíticas. Son reacciones químicas que se aceleran por medio de sustancias, las cuales permanecen inalteradas al finalizar la reacción química. Reciben el nombre:

Catalizador (+)

- Acelera la reacción
- No reacciona
- Se recupera totalmente

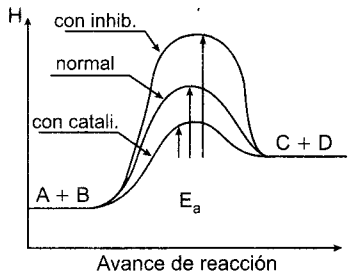
Ejemplos:



Inhibidor: Catalizador negativo (−)

- Retarda la reacción.

$$H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} H_2O + \frac{1}{2}O_2$$

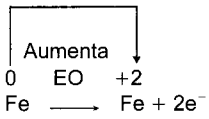


Reacción redox

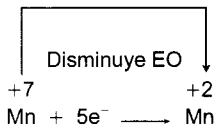
Son aquellas reacciones donde se verifican simultáneamente una oxidación y una reducción (redox).

Llamadas también reacciones de transferencia de electrones, existiendo cambios en los estados de oxidación (EO) entendiéndose:

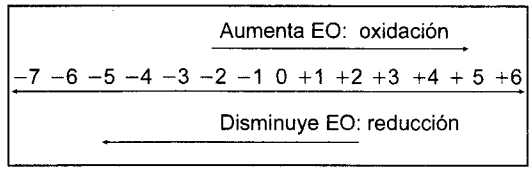
Oxidación. Sustancia o especie que pierde electrones. Aumenta algebraicamente su estado de oxidación llamado: agente reductor o reductor.



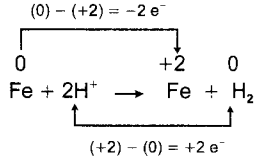
Reducción. Sustancia o especie que gana electrones. Disminuye algebraicamente su estado de oxidación llamado: Agente oxidante u oxidante.



En general:



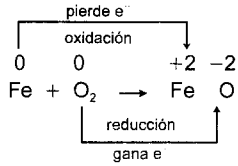
Ejemplo:



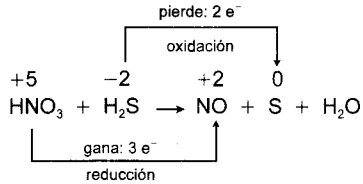
Fe : Pierde 2 e^- (aumenta EO) (0 a +2)
es oxidado por el H^+
es el agente reductor (Reduce al H^+ a H_2)

H^+ : Gana 2 e^- (uno por ión) disminuye el EO (+1 a 0)
es reducido por el Fe
es el agente oxidante (oxida al Fe a Fe^{+2})

Análisis redox: $Fe + O_2 \longrightarrow FeO$



Reacción: $HNO_3 + H_2S \longrightarrow NO + S + H_2O$



Oxidante: HNO_3
Reductor: H_2S
Forma oxidada: S
Forma reducida: NO

◀ BALANCE DE REACCIONES

Al realizar el balance de una ecuación química debe satisfacer la siguiente condición:

El número de átomos en el primer miembro debe ser igual al número de átomos de los mismos elementos en el segundo miembro, ya que la materia no se crea ni se destruye solo se transforma (ley de Lavoisier).

Métodos

Tanteos. Consiste en tantear los coeficientes de la ecuación y se realiza en ecuaciones sencillas.

Se recomienda empezar por los elementos metálicos; no metálicos, hidrógeno (H) y por último oxígeno (O).

Ejemplos:

1. Reacción: $N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$
   Ajuste:
   - $1N_2 + 1H_2 \longrightarrow 2NH_3$
   - $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$ ...(H)

2. Reacción: $C_2H_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
   Ajuste:
   $1C_2H_6 + O_2 \longrightarrow 2CO_2 + H_2O$ ...(C)
   $1C_2H_6 + O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$ ...(H)
   $1C_2H_6 + \frac{7}{2}O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$ ...(O)
   artificio
   Multiplicando todo por 2:
   $2C_2H_6 + 7O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 6H_2O$

3. Reacción: $H_3PO_4 + Pb \longrightarrow Pb_3(PO_4)_4 + H_2$
   Ajuste:
   $H_3PO_4 + 3Pb \longrightarrow 1Pb_3(PO_4)_4 + H_2$ ...(Pb)
   $4H_2PO_4 + 3Pb \longrightarrow 1Pb_3(PO_4)_4 + H_2$ ...(PO_4)
   $4H_3PO_4 + 3Pb \longrightarrow 1Pb_3(PO_4)_4 + 6H_2$ ...(H)
   $4H_3PO_4 + 3Pb \longrightarrow 1Pb_3(PO_4)_4 + 6H_2$
   16 16 comprobación (O)

4. Reacción: $H_2SO_4 + Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$
   Ajuste:
   $3H_2SO_4 + 2Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$

5. Reacción: $HNO_3 + Cu \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
   Ajuste:
   $8HNO_3 + 3Cu \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

Coeficientes indeterminados o algebraicos. Se utiliza para balancear ecuaciones químicas más complicadas.

Reglas:

1. Se les asigna coeficientes literales a cada sustancia presente en la ecuación química.
2. Como el número de átomos en ambos miembros debe ser el mismo, igualen los elementos formando un sistema de N incógnitas y N – 1 ecuaciones.
3. Como nos falta una ecuación para resolver el sistema damos un valor numérico (el mínimo a cualquiera de las incógnitas) y se resuelve el sistema. Si falta otra ecuación se asume otro valor numérico más a otra variable, de tal manera que cumpla el balance respectivo.
4. Como los coeficientes deben ser números enteros a los valores obtenidos (fraccionario), se les multiplica por su común denominador y el resultado se reemplaza en la ecuación original.
5. Por último se verifica la ecuación.

Balancear:

1. $FeS_2 + O_2 \longrightarrow SO_2 + Fe_2O_3$

   Resolución:

   $aFeS_2 + bO_2 \longrightarrow cSO_2\ dFe_2O_3$

   Fe: a = 2d
   S : 2a = c
   O : 2b = 2c + 3d
   (4 incógnitas / 3 ecuaciones)

   Sea d = 1 ⇒ a = 2 ⇒ c = 4

   Así: $2b = 2(4) + 3(1) \Rightarrow b = \frac{11}{2}$

   Multiplicamos por 2:
   a = 4; b = 11; c = 8; d = 2

   $4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 8SO_2 + 2Fe_2O_3$

2. $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

   Resolución:

   $aCu + bHNO_3 \longrightarrow cCu(NO_3)_2 + dNO + eH_2O$

   Cu: a = c
   H : b = 2e
   (5 incógnitas / 4 ecuaciones)

   N : b = 2c + d ...(I)
   O : 3b = 6c + d + e ...(II)

   Sea e = 1 ⇒ b = 2

   Reemplazando en (I) y (II):

   $2 = 2c + d$ } $c = 3/4 = a$
   $5 = 6c + d$ } $d = 1/2$

   Multiplicando por 4:

   a = 3; b = 8; c = 3; d = 2; e = 4

   $3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

3. $KMnO_4 + C_6H_{12}O_6 \longrightarrow CO_2 + MnO + H_2O + K_2CO_3$

   Resolución:

   $aKMnO_4 + bC_6H_{12}O_6 \longrightarrow cCO_2 + dMnO + eH_2O + fK_2CO_3$

   K: a = 2f...(α) C : 6b = c + f ...(θ)
   Mn: a = d ...(β) H : 12b = 2e ⇒ 6b = e ...(ρ)
   O: 4a + 6b = 2c + d + e + 3f ...(χ)

   Asumiendo: f = 1, a = 2, d = 2
   ρ en χ:
   4(2) + e = 2c + 2 + 3 + 3(1)
   c = 3/2

   En θ: b = 5/12 ⇒ e = 5/2

   Por 12:
   a = 24; b = 5; c = 18; d = 24; e = 30; f = 12

   $24KMnO_4 + 5C_{16}H_{12}O_6 \longrightarrow 18CO_2 + 24MnO + 30H_2O + 12K_2CO_3$

Método redox. Se basa en el cambio del estado de oxidación (EO) que experimentan algunos elementos dentro de una reacción química. Es decir consiste en determinar los elementos que se reducen y se oxidan.

Reglas para hallar EO

1. La carga negativa se le atribuye al átomo más electronegativo.
2. Todo elemento que se encuentre en su estado libre o molecular, su EO es cero.

   Ejemplo:

   $\overset{0}{H_2}\quad \overset{0}{O_2}\quad \overset{0}{Fe}\quad \overset{0}{Ca}\quad \overset{0}{P_4}$

3. El hidrógeno siempre actúa con EO = +1, excepto cuando se combina con los metales (hidruros) que actúa con EO = −1.

   Ejemplo:

   $\overset{+1}{Na}\quad \overset{-1}{H} = 0$

4. El oxígeno siempre actúa con EO = −2 excepto en los peróxidos que actúa EO = −1 y cuando se combina con el flúor actúa EO = +2

   Ejemplo:

   Peróxido: H_2O_2

   $\overset{+1}{H_2}\ \overset{-1}{O_2}\qquad 2(+1) + 2(-1) = 0$

   Flúor: F_2O

   $\overset{1}{F_2}\ \overset{+2}{O}\qquad 2(-1) + 1(+2) = 0$

5. Los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) (Grupo IA) siempre actúa EO = +1.
6. Los metales alcalinos térreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra). Grupo IIA siempre actúa EO = +2.
7. La suma algebraica de los EO de los elementos en un compuesto neutro es igual a cero y:

Σ EO(compuesto)	= 0	(neutro)
Σ EO(radical)	= n	(n: carga radical)

Determinar los EO del no metal en los siguientes compuestos:

a. HNO_3

$+1 \times 2 \Rightarrow +1 + x + 3(-2) = 0 \Rightarrow x = +5$

$H\ N\ O_3$

b. $NaHB_4O_7$

$+1\ +1 \times -2 \Rightarrow +1 + 1 + 4(x) + 7(-2) = 0 \Rightarrow x = +3$

$Na\ H\ B_4\ O_7$

c. $Ca(HS_2O_7)$

$+2\ +1 \times -2 \Rightarrow +2 + 1 + 2(x) + 7(-2) = 0 \Rightarrow x = +6$

$Ca\ (H\ S_2\ O_7)$

d. $(NH_4)^{-1}$

$\overset{x\ -1}{(NH)}^{+1} \Rightarrow 1(x) + 4(+1) = +1 \Rightarrow x = -3$

Pasos:

1. Asignar a todos los átomos su EO.
2. Ver quienes ganan o pierden electrones y determine cuantos electrones pierden o ganen.
3. Si hay más de un átomo que pierde o gane electrones en una unidad fórmula, determinar la pérdida o ganancia total por unidad fórmula.
4. Se multiplican por factores adecuados de tal manera que el número de electrones ganados sea igual al número de electrones perdidos. Introduciendo el coeficiente apropiado delante de la fórmula de cada uno en la parte izquierda de la ecuación (ver ejemplos).
5. Completar el balance de la ecuación por tanteos. Primero balanceamos los átomos que han ganado o perdido electrones, segundo los átomos diferentes al O y al H, tercero los átomos de H y finalmente los O.

Aplicaciones:

1. Balancear:

   $HNO_3 + H_2S \longrightarrow NO + S + H_2O$

   Resolución:

   Pasos:

   $\overset{+5}{H}\overset{}{N}\overset{}{O_3} + \overset{-2}{H_2}\overset{}{S} \longrightarrow \overset{+2}{N}\overset{}{O} + \overset{0}{S} + H_2O$

   $+5 \to +2$ (ganan $3e$) ; $-2 \to 0$ (pierden $2e$) × 3

   reduce ; oxida

   $2HNO_3 + 3H_2S \longrightarrow 2NO + 3S + H_2O$

   $-3e \times 2$; $2e \times 3$

   n.° e transferidos = 6

   5.° $2HNO_3 + 3H_2S \longrightarrow 2NO + 3S + 4H_2O$

   $+6e$; $-6e$

   H: 2(1) + 3(2) = 8

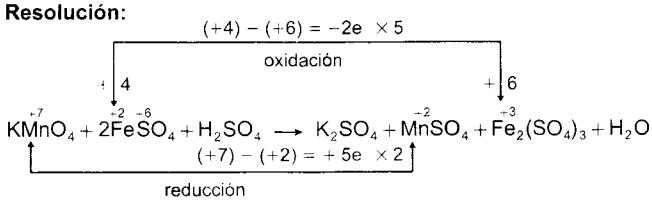
   O: 2(3) = 6

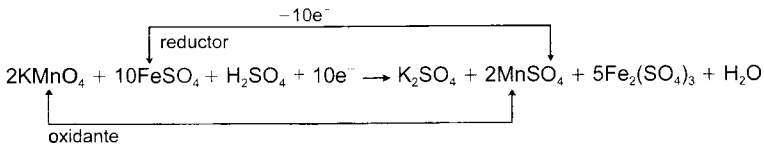
2. Balancear:

   $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

   Indicar: $\dfrac{\text{coef. oxidante}}{\text{coef. reductor}}$

Resolución:





Por tanteo:

$2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)^3 + 8H_2O$

Oxidante: $KMnO_4$
Reductor: $FeSO_4$

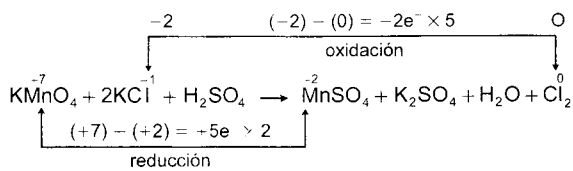
$\therefore \dfrac{\text{Coef. oxidante}}{\text{Coef. reductor}} = \dfrac{2}{10} = \dfrac{1}{5}$

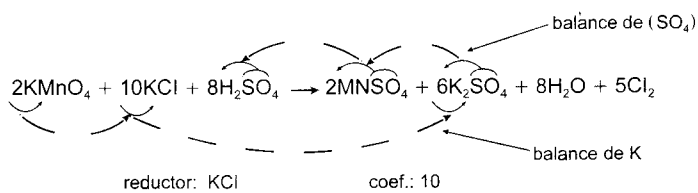
Nota

Regla práctica para determinar el número de electrones ganados o perdidos
Al estado de oxidación de los elementos de la sustancia reaccionante se le resta algebraicamente el estado de oxidación del mismo elemento de la sustancia resultante.
Si la diferencia es positiva nos indicará que el n.° de electrones ganados y si es negativa el n.° de electrones perdidos.

3. Balancear
$KMnO_4 + KCl + H_2SO_4 \longrightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O + Cl_2$ e indicar el coeficiente del reductor.

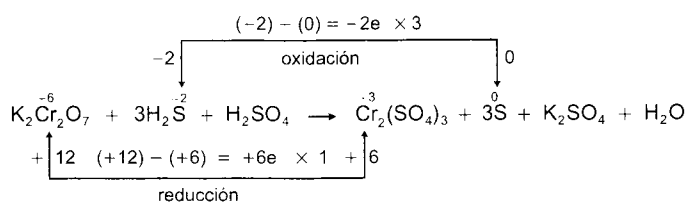
Resolución:





4. Balancear e indicar el coeficiente del oxidante:
$K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + S + K_2SO_4 + H_2O$

Resolución:

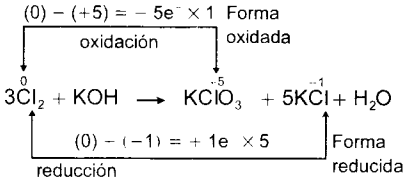


Oxidante: $K_2Cr_2O_7$; coef. = 1

5. Balancear e indicar la suma de coeficiente de la forma oxidada y la forma reducida:

$Cl_2 + KOH \longrightarrow KClO_3 + KCl + H_2O$

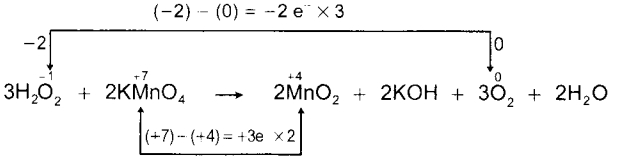
Resolución:



$\therefore \Sigma$ coef. = 1 + 5 = 6

6. Indicar la suma de los coeficientes de los productos: $H_2O_2 + KMnO_4 \longrightarrow MnO_2 + KOH + O_2 + H_2O$

Resolución:

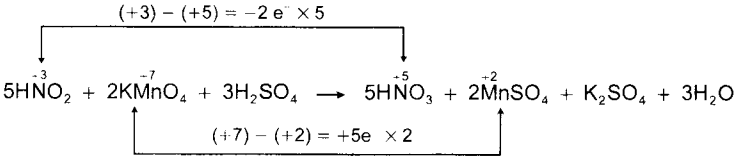


$\therefore \Sigma coef_P = 2 + 2 + 3 + 2 = 9$

7. ¿Cuál es la cantidad de electrones transferidos en:

$HNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow HNO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

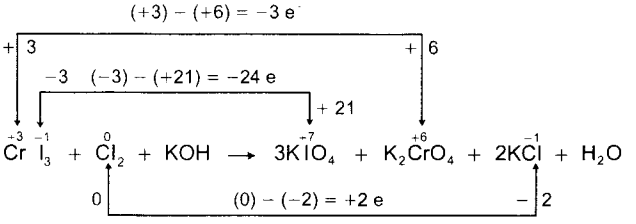
Resolución:

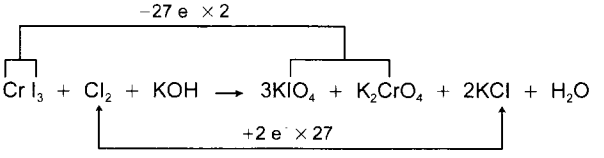


n.° e^- transferidos = 10

8. Señalar la suma de coeficientes de los productos:

$CrI_3 + Cl_2 + KOH \longrightarrow KIO_4 + K_2CrO_4 + KCl + H_2O$





$2CrI_3 + 27Cl_2 + 64KOH \longrightarrow 6KIO_4 + 2K_2CrO_4 + 54KCl + 32H_2O$

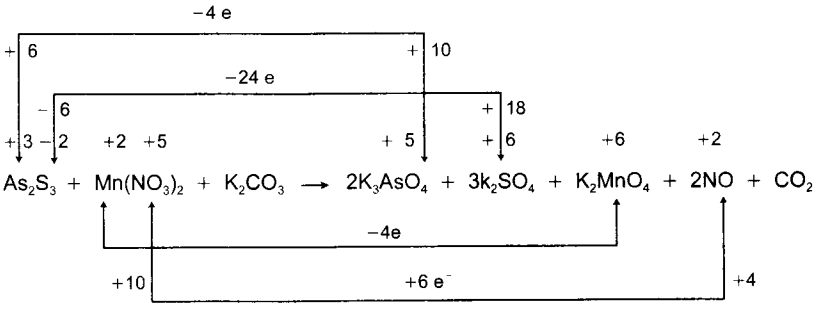
$\Sigma coef_p = 6 + 2 + 54 + 32 = 94$

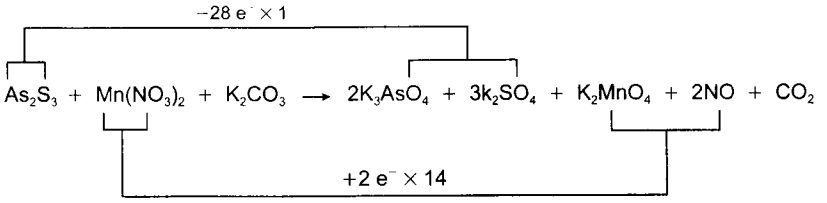
9. Balancear:

$As_2S_3 + Mn(NO_3)_2 + K_2CO_3 \longrightarrow K_3AsO_4 + K_2SO_4 + K_2MnO_4 + NO + CO_2$

Hallar: $Q = (\Sigma \text{ coef.} - 2)^{1/2}$

Resolución:





n.° e transferidos = 28

$As_2S_3 + 14Mn(NO_3)_2 + 20K_2CO_3 \longrightarrow 2K_3AsO_4 + 3K_2SO_4 + 14K_2MnO_4 + 28NO + 20CO_2$

Σ coef. = 1 + 14 + 20 + 2 + 3 + 14 + 28 + 20 = 102 $\quad \therefore Q = (102 - 2)^{1/2} = 10$

Método ión electrón. Es aplicable a la reacción redox donde el agente oxidante y reductor se encuentran en soluciones y la reacción se produce según el medio en que se encuentran ya sea ácido, básico o neutro.

Pasos:

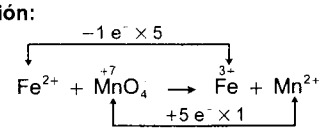
1. Se realizan los mismos pasos que al anterior (redox) hasta el paso 4.
2. Se igualan las cargas en ambos lados de la ecuación.
   Medio ácido: se añaden iones H^+
   Medio alcalino: se añaden iones $(OH)^-$
   Medio neutro: se añaden iones H^+ o OH^- a formar H_2O
3. Se iguala el H agregando H_2O.
   Si al llegar a este punto, las demás operaciones han sido efectuadas correctamente al ajustar los átomos de H ajustamos también los átomos de O y quedará igualada la ecuación final.

Ejemplos:

1. Balancear la ecuación en medio ácido:
   $Fe^{2-} + MnO_4 \longrightarrow Fe^{3-} + Mn^{2+}$

   Resolución:

   a.



   $5Fe^{2+} + MnO_4^- \longrightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+}$

   b. Carga neta del primer miembro:
   $(+10Fe; -1MnO_4) = +9$
   Carga neta del segundo miembro:
   $(+15Fe; +2Mn) = +17$

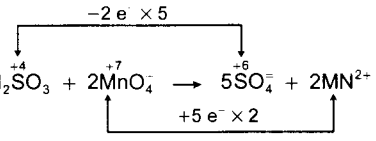
   Sumando $8H^+$ al primer miembro se igualan las cargas a ambos miembros.
   $5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+ \longrightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2-}$

   c. $5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+ \longrightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$

2. Balancear en medio ácido:
   $H_2SO_3 + MnO_4^- \longrightarrow SO_4^{=} + Mn^{+2}$

   Hallar la Σ coeficientes de los productos.

   Resolución:



$5H_2SO_3 + \underbrace{2MnO_4^-}_{-2} \longrightarrow \underbrace{5SO_4^{=} + 2Mn^{2+}}_{-6} + 4H^+$

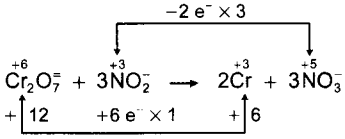
$5H_2SO_3 + 2MnO_4^- \longrightarrow 5SO_4^{=} + 2Mn^{2+} + 4H^+ + 3H_2O$

Σ coeficientes$_p$ = 5 + 2 + 4 + 3 = 14

3. Balancear en medio ácido:
   $Cr_2O_7^{2-} + NO_2^- \longrightarrow Cr^{+3} + NO_3^-$

   Hallar el coeficiente del H_2O

   Resolución:



$$\overset{-5}{\underset{\frown}{\phantom{Cr_2O_7^{=}}}}\qquad\overset{+3}{\underset{\frown}{\phantom{2Cr^{+3}}}}$$

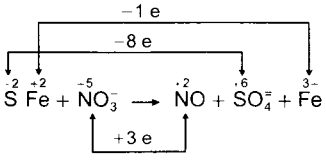
$$Cr_2O_7^{=} + 3NO_2^{-} + 8H^{+} \longrightarrow 2Cr^{+3} + 3NO_3^{-} + 4H_2O$$

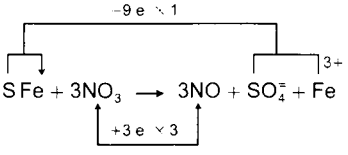
Coef.: $(H_2O) = 4$

4. Balancear en medio ácido e indicar la suma de coeficientes estequiométricos.

$SFe + NO_3^{-} \longrightarrow NO + SO_4^{=} + Fe^{3+}$

Resolución:





$$\overset{-3}{\underset{\frown}{\phantom{4H^{+}}}}\qquad\overset{+1}{\underset{\frown}{}}$$

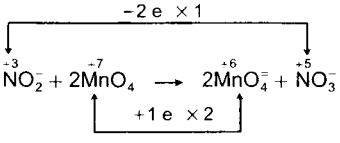
$$4H^{+} + SFe + 3NO_3^{-} \longrightarrow 3NO + SO_4^{=} + Fe^{3+} + 2H_2O$$

Σ coef. $= 4 + 1 + 3 + 3 + 1 + 1 + 2 = 15$

5. Balancear en medio básico:

$NO_2^{-} + MnO_4^{-} \longrightarrow MnO_4^{2-} + NO_3^{-}$

Resolución:



$$NO_2^{-} + 2MnO_4^{-} \longrightarrow 2MnO_4^{=} + NO_3^{-}$$

Carga neta primer miembro $(-1NO_2^{-}; -2MnO_4^{-}) = -3$

Carga neta segundo miembro $(-4MnO_4^{-}; -1NO_3^{-}) = -5$

Sumando $2(OH)^{-}$ en el primer miembro se igualan las cargas de ambos miembros

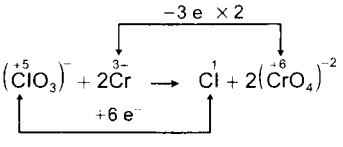
$$NO_2^{-} + 2MnO_4^{-} + 2OH^{-} \longrightarrow 2MnO_4^{=} + NO_3^{-} + H_2O$$

6. Al balancear en medio básico:

$$(ClO_3)^{-} + Cr^{+3} \longrightarrow Cl^{-1} + (CrO_4)^{-2}$$

Hallar el coeficiente del H_2O.

Resolución:



$$(ClO_3)^{-} + 2Cr^{3+} \longrightarrow Cl^{-} + 2(CrO_4)^{2-}$$

$$\overset{+5}{\underset{\frown}{\phantom{(ClO_3)^{-}}}}\qquad\overset{-5}{\underset{\frown}{\phantom{Cl^{-}}}}$$

$$(ClO_3)^{-} + 2Cr^{3+} + 10(OH)^{-} \longrightarrow Cl^{-} + 2[CrO_4]^{2-} + 5H_2O$$

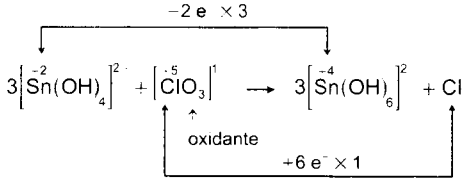
$\therefore$ Coef. $H_2O = 5$

7. Balancear en medio básico:

$$[Sn(OH)_4]^{2-} + (ClO_3)^{-1} \longrightarrow [Sn(OH)_6]^{2-} + Cl^{-}$$

e indicar: $\dfrac{\text{Coef. } (H_2O)}{\text{Coef. oxidante}}$

Resolución:



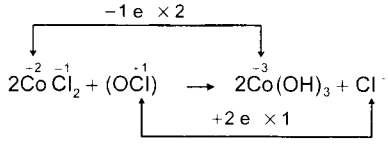
$$\underbrace{3[Sn(OH)_4]^{2-} + (ClO_3)^{-1}}_{-7} + 3H_2O \longrightarrow \underbrace{3[Sn(OH)_6]^{2-}}_{-7} + Cl^{-}$$

Es igual a H agregando H_2O

$$\frac{\text{Coef. } H_2O}{\text{Coef. oxidante}} = \frac{3}{1} = 3$$

8. En una de las etapas de la extracción de cobalto a partir del mineral, se produce la siguiente reacción en medio básico: $CoCl_2 + OCl^{-} \longrightarrow Co(OH)_3 + Cl^{-}$. Balancear y determinar la suma de los coeficientes estequiométricos:

Resolución:



$$2CoCl_2 + \underbrace{(OCl)^{-}}_{1} \longrightarrow 2\,Co(OH)_3 + \underbrace{5Cl^{-}}_{-5}$$

Se ajusta el Cl.

Se agrega $4(OH)^{-}$ al 1.er miembro, balanceando las cargas.

$$2CoCl_2 + (OCl)^{-} + 4(OH)^{-} \longrightarrow 2Co(OH)_3 + 5Cl^{-}$$

El H; con H_2O

$$2CoCl_2 + (OCl)^{-} + 4(OH)^{-} + H_2O \longrightarrow 2Co(OH)_3 + 5Cl^{-}$$

$\therefore \Sigma$ coef. $= 2 + 1 + 4 + 1 + 2 + 5 = 15$

9. Equilibrar la ecuación de la oxidación del cobre por el HNO_3:

$aCu + bHNO_3 \longrightarrow cCu(NO_3)_2 + dNO_2 + eH_2O$

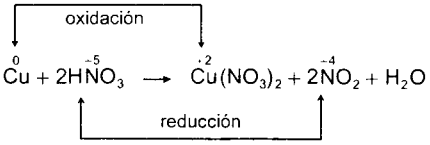
Indicar el coeficiente incorrecto:

a) $a = 1$ b) $b = 4$ c) $c = 1$

d) $d = 1$ e) $e = 2$

Resolución:

$(0) - (+2) = -2\,e \times 1$



$(+5) - (+4) = +1\,e \times 2$

Por tanteo se ajusta: N

$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_3 + 2H_2O$

$a = 1;\quad b = 4;\quad c = 1;\quad d = 2;\quad e = 2$

$\therefore$ oxidante: O_3; reductor: Cu

10. Balancear en medio básico: $P \longrightarrow PH_3 + H_2PO_2$

Indicar los coeficientes del OH y el H_2O

Resolución:

$$\overset{0}{4P} \longrightarrow \overset{-3}{PH_3} + 3(H_2\overset{+1}{P}O_2)^-$$

(0) − (+1) = −1 e × 3

(0) − (−3) = −3 e

$4P + 3(OH)^- + 3H_2O \longrightarrow PH_3 + 3(H_2PO_2)^-$

$\therefore \Sigma$ coef: 3 + 3 = 6

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Al balancear por tanteo a la ecuación química:

$MnO_{2(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow MnCl_{2(ac)} + Cl_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

Hallar la suma de coeficientes.

Resolución:

Se tiene la reacción siguiente:

$MnO_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

Aplicando el método del tanteo la ecuación balanceada es:

$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$

$\therefore \Sigma$ coef. = 1 + 4 + 1 + 1 + 2 = 9

2. Para la siguiente reacción, indique cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta:

$2Fe + 3H_2O \longrightarrow Fe_2O_3 + 3H_2$

I. El Fe es el agente oxidante.
II. Se transfieren 6 electrones.
III. El H_2O se reduce.
IV. Es una reacción redox.
V. Es una reacción de desplazamiento simple.

Resolución:

Proceso redox:

$$\overset{0}{2Fe} + 3\overset{-1}{H_2O} \longrightarrow \overset{+3}{Fe_2O_3} + 3\overset{0}{H_2}$$

−6 e (oxidación); +6 e (reducción)

Se observa:

- Agente oxidante (se reduce) H_2O.
- Agente reductor (se oxida) Fe.
- Se transfieren 6 e
- Es una reacción redox de desplazamiento simple.

$\therefore$ Es incorrecto: I

3. Considere la reacción de combustión de un hidrocarburo con fórmula C_nH_{2n+2} ("n" es un número entero)

$$C_nH_{2n+2} + aO_2 \longrightarrow bCO_2 + cH_2O$$

Indicar la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:

I. b = n II. c = n + 2 III. a = 1,5n + 0,5

Resolución:

Proceso de combustión completa del hidrocarburo:

C_nH_{2n+2}

$$C_nH_{2n+2} + aO_2 \longrightarrow bCO_2 + CH_2O$$

Desarrollamos el balanceo y se tiene:

$$C_nH_{2n+2} + \left(\frac{3n+1}{2}\right)O_2 \longrightarrow nCO_2 + (n+1)H_2C$$

Así tenemos:

$$a = \frac{3n+1}{2} = 1{,}5n + 0{,}5;\quad b = n \ \wedge \ c = n + 1$$

Luego, es incorrecto: II

4. La reacción siguiente se emplea en la obtención de cloro en medio ácido:

$HCl + K_2Cr_2O_7 \longrightarrow Cl_2 + CrCl_3 + KCl$

(sin balancear)

Balancear la reacción e indicar como resultado de coeficientes de productos de la reacción global.

Resolución:

En medio ácido se desarrolla el siguiente proceso redox:

$$\overset{(-1)}{2HCl} + \overset{(-6)}{K_2Cr_2O_7} \longrightarrow \overset{(0)}{Cl_2} + 2\overset{(+3)}{CrCl_3} + KCl$$

−2 e × 3; −6 e × 1

Balance electrónico:

$6HCl + K_2Cr_2O_7 \longrightarrow 3Cl_2 + 2CrCl_3 + KCl$

Balance final: K, Cl, H_2O

$14HCl + K_2Cr_2O_7 \longrightarrow \underbrace{3Cl_2 + 2CrCl_3 + 2KCl + 7H_2O}$

Σ coef. (prod.) = 7
sin incluir el H_2O

5. En un laboratorio hacemos reaccionar un trozo de cinta de magnesio con oxígeno atmosférico, haciendo uso de un mechero Bunsen; a continuación, el sólido blanco obtenido lo añadimos en un vaso conteniendo agua produciéndose el hidróxido respectivo. Indicar cuál de las siguientes proposiciones es correcta.

I. La primera reacción es redox y la segunda es de neutralización.

II. La primera es redox y se transfieren en total 2 electrones.
III. La primera no es redox y se transfieren en total 2 electrones.
IV. La primera es redox y la segunda es una reacción ácido-base.
V. La primera es redox y la segunda es de adición, no redox.

Resolución:

En un laboratorio se desarrollan los procesos:

- $\overset{0}{Mg} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O}$

  Corresponde a una reacción redox (oxidación del Mg).

- $\overset{+2}{MgO} + H_2O \longrightarrow \overset{+2}{Mg}(OH)_2$

Reacción de adición no redox.

6. Determinar cuál de las siguientes reacciones no es del tipo redox (reducción-oxidación):

I. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$
II. $Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$
III. $Fe_{(s)} + H_2SO_{4(ac)}$
IV. $HBr_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow NaBr_{(ac)} + H_2O_{(l)}$
V. $4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(l)}$

Resolución:

La reacción química siguiente:

$(+1)(-1)\ (+1)(-2)(+1)\quad (+1)(-1)\ (+1)(-2)$

$HBr + NaOH \longrightarrow NaBr + H_2O$

Es de metátesis o doble desplazamiento, como se observa no es redox, ya que no existen cambios en los estados de oxidación.

7. Identificar una reacción redox:

I. $ZnO_{(g)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_2O_{(l)}$
II. $CuO_{(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow CuCl_{2(ac)} + H_2O_{(l)}$
III. $N_2O_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow HNO_{2(ac)}$
IV. $Cl_{2(g)} + NaBr_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + Br_{2(l)}$
V. $NH_4Cl_{(g)} \longrightarrow NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$

Resolución:

Sabemos que la reacción redox es aquel tipo de reacción química donde ocurren los procesos de:
Oxidación: pérdida de e^-.
Reducción: ganancia de e^-.
De forma simultánea esto se verifica por los cambios en los estados de oxidación.

$\overset{0}{Cl_2} + \overset{-1}{NaBr} \longrightarrow \overset{-1}{NaCl} + \overset{0}{Br_2}$

reducción
oxidación

8. Al balancear la siguiente ecuación química, determinar cuál es el coeficiente del H_2O.

$H_3PO_{4(ac)} + Ca(OH)_{2(ac)} \longrightarrow Ca_3(PO_4)_{2(ac)} + H_2O_{(l)}$

Resolución:

Para la reacción química siguiente no redox:

$H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$

Su balance se desarrolla por el método del tanteo.

$Ca \longrightarrow P \longrightarrow H \longrightarrow O$

Tenemos:

$2H_3PO_4 + 3Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$

∴ El coeficiente del H_2O es 6.

9. Indicar la pareja incorrecta:

I. $CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow CH_3OH_{(l)}$
Reacción de adición.
II. $Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \longrightarrow 2Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)}$
Reacción de doble desplazamiento.
III. $TiCl_{4(l)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow TiO_{2(s)} + 4HCl_{(g)}$
Reacción de doble desplazamiento.
IV. $2N_2O_{5(g)} \longrightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$
Reacción de descomposición.
V. $Zn_{(g)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow ZnSO_{4(g)} + H_{2(g)}$
Reacción de desplazamiento simple.

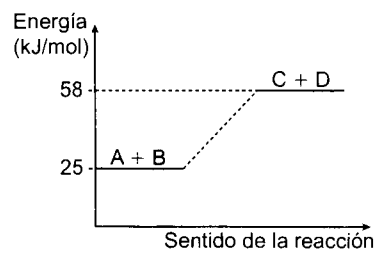
Resolución:

De la lista de reacciones del problema, todos llevan nombre correcto excepto:

$\overset{+3}{Fe_2O_3} + \overset{-2}{CO} \longrightarrow \overset{0}{Fe} + \overset{+4}{CO_2}$

Pues como se observa, es una reacción redox, mientras que las reacciones de metátesis que son de doble desplazamiento no son redox.

10. Una reacción puede representarse mediante el llamado perfil de reacción que muestra la diferencia en contenido energético entre reactantes y productos. Por ejemplo, se tiene la siguiente reacción: A + B ⟶ C + D, entonces su perfil de reacción podría ser:

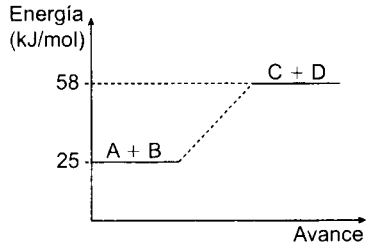


¿Qué nos indicaría este gráfico?

I. El calor liberado en la reacción es 33 kJ/mol.
II. La reacción es endotérmica.
III. El cambio de entalpía (ΔH) es +33 kJ/mol.

Resolución:

Se tiene la gráfica siguiente:



De acuerdo a esto podemos afirmar:

I. Incorrecto
Se trata de una reacción endotérmica, por lo que la energía es absorbida.

II. Correcto
De acuerdo al contenido energético (E):
$\underbrace{E\,(A + B)}_{\text{reactantes}} < \underbrace{E\,(C + D)}_{\text{productos}}$
Corresponde a un proceso endotérmico.

III. Correcto
El cambio de entalpía (ΔH)
$\Delta H = E(C + D) - E(A + B)$
$\Delta H = 58 - 25 \Rightarrow \Delta H = +33$ kJ/mol

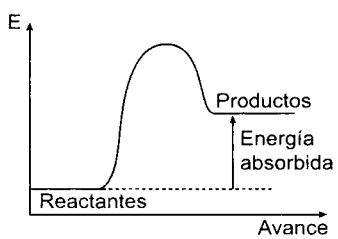
$\therefore$ Son correctos: II y III

11. Una reacción endotérmica es aquella en que:

I. Dos o más elementos se combinan para dar un producto.
II. Necesariamente se realiza en dos etapas.
III. Los reaccionantes no son consumidos totalmente sino que llega a un equilibrio entre reaccionantes y productos.
IV. Libera calor a medida que se va realizando.
V. Hay que darle calor para que pueda realizarse.

Resolución:

Reacción endotérmica. Es aquella reacción química que para que se desarrolle se debe absorber energía, esto se debe a que los reactantes poseen menos energía que sus productos.



12. Indicar con verdadero (V) o falso (F) las proposiciones siguientes:

I. Una reacción química se describe de manera abreviada por medio de una ecuación química.
II. La estequiometría es la parte de la química que se encarga del estudio de la composición de las sustancias.
III. Se trata de una reacción de combustión:
$C_3H_{8(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)} + \text{energía}$.

Resolución:

Respecto a las reacciones químicas:

I. **Verdadero**
Corresponde a un proceso donde ocurre la transformación química de las sustancias, se representa mediante una ecuación química.

II. **Verdadero**
El estudio del análisis cuantitativo de las reacciones y la composición de las sustancias se denomina: estequiometría.

III. **Verdadero**
Las reacciones de combustión son reacciones exotérmicas donde participan los combustibles:
$\underbrace{C_3H_{8(g)}}_{\text{Propano}} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$
Se aprovecha la energía liberada.

13. Indicar lo incorrecto, acerca de los tipos de reacciones.

I. Descomposición:
$2KClO_{3(s)} \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$

II. Adición combinación:
$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)}$

III. Metátesis:
$NaCl_{(ac)} + AgNO_{3(ac)} \longrightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(ac)}$

IV. Desplazamiento:
$FeSO_{4(ac)} + Zn_{(s)} \longrightarrow ZnSO_{4(ac)} + Fe_{(s)}$

V. Isomerización:
$CH_3CH_2CH_{3(g)} \longrightarrow CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_{3(g)}$

Resolución:

Tipos de reacciones:

I. Descomposición:
$A \rightarrow B + C + D + \ldots$
$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$

II. Adición combinación:
$A + B + C + \ldots \rightarrow Z$
$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$

III. Metátesis:
$AB + CD \longrightarrow AD + BC$
$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + NaNO_3$

IV. Desplazamiento:
$A + BC \longrightarrow AC + B$
$Zn + FeSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Fe$

V. Isomerización: Se modifica la estructura del compuesto, sin alterar su composición, se produce un isómero.

$$\underbrace{CH_3CH_2CH_3}_{C_3H_8} \longrightarrow \underbrace{CH_3-\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}H-CH_3}_{C_4H_{10}}$$

no son isómeros (incorrecto)

14. Relacionar las columnas:

I. Sustitución (desplazamiento simple)
II. Doble desplazamiento
III. Isomerización
IV. Descomposición

A) $NH_4Cl_{(s)} \xrightarrow{\text{calor}} NH_{3(g)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)}$

B) $CH_2 - CH - OH \longrightarrow CH_3 - CH - O$

C) $Zn_{(s)} + CuSO_{4(ac)} \longrightarrow ZnSO_{4(ac)} + Cu_{(s)}$

D) $NaCl_{(ac)} + AgNO_{3(ac)} \longrightarrow AgCl_{(ac)} + NaNO_{3(ac)}$

Resolución:

Nombre - ecuación química correctos:

I. Sustitución (desplazamiento)
$Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$

II. Doble desplazamiento (metátesis)
$NaCl + AgNC_3 \longrightarrow AgCl + NaNO_3$

III. Isomerización:
$$\underbrace{CH_2 - CH - OH \longrightarrow CH_3 - CH - O}_{C_2H_4O}$$

IV. Descomposición:
$NH_4Cl \longrightarrow NH_3 + \frac{1}{2}Cl_2$

∴ La relación correcta es: Ic, IId, IIIb, IVa

15. El hidrógeno gaseoso reacciona con el óxido férrico, Fe_2O_3, a temperaturas elevadas para formar vapor de agua y hierro. Si se obtuvieron 826 g de hierro mediante esta reacción, ¿cuál fue la masa de oxígeno del óxido y cuál la masa equivalente (Eq) del hierro? PA (O = 16; Fe = 56)

Resolución:

De acuerdo al enunciado del problema se produce 826 g de hierro (PA = 56), según:

$$\overset{+3}{Fe_2O_3} + 3H_2 \longrightarrow \overset{0}{2Fe} + 3H_2O$$

1 mol ⟶ 2 mol
160 g ⟶ 2,56 g
m ⟶ 826 g (dato)

Luego, la masa del óxido "m" empleado es:

$$m = \frac{160 \times 826}{2 \times 56} = 1180 \text{ g } (Fe_2O_3)$$

El cual posee de oxígeno la cantidad:

$$m_O = 1180 \times \frac{48}{160} = 354 \text{ g}$$

Además el hierro métrico se obtuvo por ganancia de 3 e⁻, su peso equivalente es:

$$PE(Fe) = \frac{PA}{3} = \frac{56}{3} = 18,67$$

16. Determinar el tipo de ecuación química siguiente:

$$\underset{\text{cianato de amonio}}{NH_4CNO_{(ac)}} \longrightarrow \underset{\text{urea}}{NH_2CONH_{2(ac)}}$$

Resolución:

De acuerdo a la reacción química siguiente:

$$NH_4CNO \longrightarrow NH_2CONH_2$$

Se observa que se ha modificado la estructura de la sustancia, pero se mantiene su composición. Ambos poseen por fórmula N_2H_4CO por lo que la reacción es de hechizárnoslos.

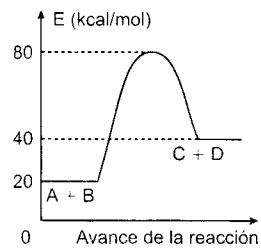
17. La descomposición de un compuesto químico en sus elementos por acción del calor se denomina:

A) Ionización B) Sublimación C) Electrólisis
D) Pirólisis E) Autólisis

Resolución:

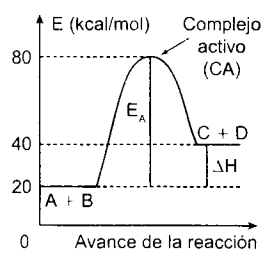
Pirólisis es la reacción química producida por efecto del calor.

18. Dada la gráfica adjunta, indicar qué proposición no es correcta.



I. Es una reacción endotérmica.
II. La energía del complejo activado es 80 kcal/mol.
III. La energía de activación vale 60 kcal/mol.
IV. La entalpía de la reacción es de 20 kcal/mol.
V. $\Delta H < 0$

Resolución:



Analizando la gráfica:

- $E_R = 20 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$

- $E_P = 40\ \frac{kcal}{mol}$
- $E_P > E_R \Rightarrow$ Reacción endotérmica
- Entalpía de reacción:
  $\Delta H = E_P - E_R$

  $\Delta H = 40\ \frac{kcal}{mol} - 20\ \frac{kcal}{mol} = 20\ \frac{kcal}{mol}$

  $\Delta H > 0$
- Energía de activación:
  $E_A = E_{CA} - E_R$

  $E_A = 80\ \frac{kcal}{mol} - 20\ \frac{kcal}{mol} = 60\ \frac{kcal}{mol}$

Por lo tanto, V es falso

19. Una de las siguientes reacciones es de metátesis o doble desplazamiento. ¿Cuál es?

A) $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$
B) $C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
C) $H_2S + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaS + 2H_2O$
D) $3CuO + 2NH_3 \longrightarrow N_2 + 3Cu + 3H_2O$
E) $2NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

Resolución:

Las reacciones de metátesis son de las de doble desplazamiento o doble sustitución:

$$H_2S + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaS + 2H_2O$$

Por lo tanto, la alternativa correcta es: C

20. A un estudiante se le encarga verificar experimentalmente si una sustancia X y otra Y, ambas en solución acuosa, reaccionan o no químicamente. ¿Cuáles de las siguientes manifestaciones producidas, al poner en contacto las dos soluciones, son prueba inequívoca que se produjo una reacción química?

I. La densidad resultante es mayor que 1.
II. El calor resultante es diferente al de la solución X.
III. Se forma un precipitado.
IV. Se desprende un gas.

A) Solo II B) I; II C) II; III
D) III; IV E) I; II; III; IV

Resolución:

Las evidentes de una reacción química son:

- Cambio de olor, color y sabor.
- Liberación de gas.
- Formación de precipitado.
- Variación de energía por lo que puede ser endotérmica o exotérmica.
- Luego, solo corresponden III y IV, porque en algunas reacciones, no hay variación de temperatura.

Por lo tanto, la alternativa correcta es: D

21. Determine los estados de oxidación del fósforo en: PH_3; P_2O_3; KH_2PO_4; H_3PO_3 (en ese orden).

Resolución:

$\overset{x}{P}\ \overset{+1}{H_3}$	$x + 3(+1) = 0$ $x = +3$
$\overset{x}{P_2}\ \overset{-2}{O_3}$	$2(x) + 3(-2) = 0$ $x = +3$
$\overset{+1}{K}\ \overset{+1}{H_2}\ \overset{x}{P}\ \overset{-2}{O_4}$	$+1 + 2 + x + 4(-2) = 0$ $x = +5$
$\overset{+1}{H_3}\ \overset{x}{P}\ \overset{-2}{O_3}$	$3(+1) + x + 3(-2) = 0$ $x = +3$

22. Marque la relación correcta, respecto al radical y al índice redox, del elemento que se señala en paréntesis.

A) Sulfito: (S) ; EO = +6
B) Fosfato: (P); EO = +3
C) Cloruro: (Cl); EO = +5
D) Biselenuro: (Se); EO = −2
E) Nitrato: (N); EO = +3

Resolución:

A) **Incorrecta**
Sulfito: $(\overset{x}{S}\ \overset{-2}{O})^{-2} \Rightarrow x + 3(-2) = -2 \Rightarrow x = +4$

B) **Incorrecta**
Fosfato: $(\overset{x}{P}\ \overset{-2}{O_4})^{-3} \Rightarrow x + 4(-2) = -3 \Rightarrow x = +5$

C) **Incorrecta**
Cloruro: $(\overset{x}{Cl})^{-1} \Rightarrow x = -1$

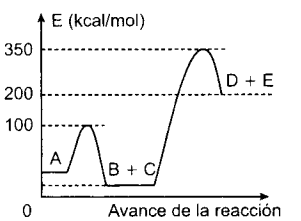
D) **Correcta**
Biselenuro: $(\overset{+1}{H}\ \overset{x}{Se})^{-1} \Rightarrow +1 + x = -1 \Rightarrow x = -2$

E) **Incorrecta**
Nitrato: $(\overset{x}{N}\ \overset{-2}{O_3})^{-1} \Rightarrow x + 3(-2) = -1 \Rightarrow x = +5$

Por lo tanto, la relación correcta es: D

23. En la gráfica:

I. $A \longrightarrow B + C$
II. $B + C \longrightarrow D + E$



Se cumple:

A) I: reacción endotérmica
B) II: reacción exotérmica
C) I: $\Delta H = 30$ kJ/mol
D) II: $\Delta H = -190$ kJ/mol
E) En la reacción:

A → D + E; la energía de activación es 310 kJ/mol

Resolución:

I. Reacción exotérmica: $\Delta H = -30$ kJ/mol
II. Reacción endotérmica: $\Delta H = +190$ kJ/mol
I. $\Delta H = 10$ kJ/mol $- 40$ kJ/mol $= -30$ kJ/mol
II. $\Delta H = 200$ kJ/mol $- 10$ kJ/mol $= 190$ kJ/mol

En reacción: A ⟶ D + E, la energía de activación es: $E_A = 350$ kJ/mol $- 40$ kJ/mol $= 310$ kJ/mol

Por lo tanto, la alternativa correcta es: E

24. Dadas las reacciones químicas:

I. $H_2SO_4 + KOH \longrightarrow K_2SO_4 + H_2O$
II. $Na + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2$
III. $AlCl_3 + H_2S \longrightarrow Al_2S_3 + HCl$

Calcule: $Q = \dfrac{6\sum \text{coef.(II)} + \sum \text{coef.(III)}}{\sum \text{Coef.(I)}}$

Resolución:

Balanceando las ecuaciones por tanteo:

I. $1H_2SO_4 + 2KOH \longrightarrow 1K_2SO_4 + 2H_2O$
Σcoef.(I) $= 1 + 2 + 1 + 2 = 6$
II. $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + 1H_2$
Σcoef. (II) $= 2 + 2 + 2 + 1 = 7$
III. $2AlCl_3 + 3H_2S \longrightarrow 1Al_2S_3 + 6HCl$
Σcoef. (III) $= 2 + 3 + 1 + 6 = 12$

Luego: $Q = \dfrac{6(7) + 12}{6} \Rightarrow Q = 9$

25. Después de balancear la ecuación química:
$al_2 + bHNO_3 \longrightarrow cHIO_3 + dNO_2 + eH_2O$; es correcto:

A) a = 2; b = 5; d = 4
B) b = 12; c = 4; d = 6
C) a = 1; b = 10; e = 6
D) b = 10; c = 2; e = 4
E) a = 2; d = 4; e = 3

Resolución:

Balancee por el método de los coeficientes indeterminados:

$al_2 + bHNO_3 \longrightarrow cHIO_3 + dNO_2 + eH_2O$

I: $2a = c$ ...(1)
H: $b = c + 2e$ ...(2)
N: $b = d$ ...(3)
O: $3b = 3c + 2d + e$ ...(4)
De (2) en (4): $5e = 2d$ ...(5)

Donde asumimos que:
$e = 2$ y $d = 5 \Rightarrow b = 5$; $c = 1$; $a = 1/2$

Luego, multiplicamos todos los valores por 2 y la ecuación balanceada será:
$1I_2 + 10HNO_3 \longrightarrow 2HIO_3 + 10NO_2 + 4H_2O$

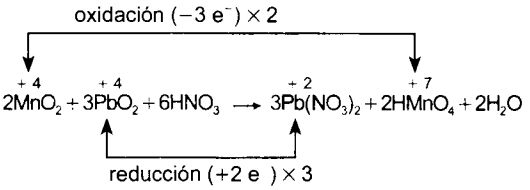
Por lo tanto, la alternativa correcta es: D

26. En la reacción química:
$MnO_2 + PbO_2 + HNO_3 \longrightarrow Pb(NO_3)_2 + HMnO_4 + H_2O$
No es correcto:

A) Agente reductor: coeficiente 2
B) Forma oxidada: coeficiente 2
C) Forma reducida: coeficiente 3
D) Agente oxidante: coeficiente 3
E) Agua: coeficiente 3

Resolución:

A partir de la reacción redox:



En la reacción se identifican:

		Coeficiente
Agente oxidante	PbO_2	3
Agente reductor	MnO_2	2
Forma oxidada	$HMnO_4$	2
Forma reducida	$Pb(NO_3)_2$	3

27. Indicar el número de reacciones de metátesis.

I. $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$
II. $H_2 + N_2 \longrightarrow NH_3$
III. $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$
IV. $CO_2 + H_2 \longrightarrow CO + H_2O$

Resolución:

Las reacciones de metátesis son llamadas también de sustitución doble, entonces analizando:

I. $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$ (reacción de análisis)
II. $H_2 + N_2 \longrightarrow NH_3$ (reacción de síntesis)
III. $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ (reacción de sustitución doble)
IV. $CO_2 + H_2 \longrightarrow CO + H_2O$ (reacción de sustitución simple)

Por lo tanto, existe una reacción de metátesis

28. Indicar la proposición verdadera (V) o falsa (F) en:

I. La energía que se libera o absorbe en una reacción química es calorífica o luminosa.
II. En una reacción exotérmica el ΔH es positivo.
III. En una reacción endotérmica el sistema absorbe energía eléctrica.

Resolución:

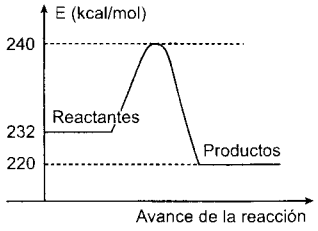
I. **Verdadera**
Muchas reacciones se producen en presencia de luz o calor.

II. **Falsa**
Una reacción exotérmica libera calor debido a que los productos tienen menor energía que los reactantes, entonces la variación de entalpía (ΔH) es negativa.

III. **Falsa**
Una reacción endotérmica absorbe energía calorífica.

∴ VFF

29. Respecto al esquema, indicar la proposición verdadera:



A) La reacción es endotérmica
B) El calor de reacción es 8 kcal/mol
C) El ΔH es -12 kcal/mol
D) La energía de activación es 240 kcal/mol
E) Los reactantes tienen menos energía que los productos.

Resolución:

Analizando el gráfico, observamos que se trata de un esquema que representa una reacción exotérmica, entonces:

$\Delta H = \Delta E_{Prod.} - \Delta E_{React}$

$\Delta H = 220 \text{ kcal/mol} - 232 \text{ kcal/mol} = -12 \text{ kcal/mol}$

Por lo tanto, la proposición verdadera es: C

30. La ecuación: $N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + 22$ kcal/mol es:

A) Endotérmica B) Combustión
C) Irreversible D) Termoquímica
E) Descomposición

Resolución:

De la reacción se observa que: $\Delta H = -22$ kcal/mol
Entonces, podemos decir que es de combustión exotérmica.

31. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones, después de balancear correctamente presenta el mayor producto de todos sus coeficientes?

A) $Cl_2 + O_2 \longrightarrow Cl_2O_3$
B) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO + H_2O$
C) $Fe + HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2$
D) $CO + H_2O \longrightarrow CO_2 + H_2$
E) $Al_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$

Resolución:

Balanceando todas las ecuaciones:
A) $2Cl_2 + 3O_2 \longrightarrow 2Cl_2O_3$; (Prod. de coef. = 12)
B) $2CH_4 + 3O_2 \longrightarrow 2CO + 4H_2O$; (Prod. de coef. = 48)
C) $Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2$; (Prod. de coef. = 2)
D) $CO + H_2O \longrightarrow CO_2 + H_2$; (Prod. de coef. = 1)
E) $2Al + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$; (Prod. de coef. = 18)

Por lo tanto, alternativa correcta: B

32. Si en la siguiente reacción química después de balancear se observa que la suma de sus coeficientes es igual a 6. ¿Cuál es el valor de X?
$Fe_2O_3 + H_2O \longrightarrow Fe(OH)_x$

Resolución:

De la ecuación, balanceando en función de "x":
$Fe_2O_3 + xH_2O \longrightarrow 2Fe(OH)_x$
$\therefore\ 1 + x + 2 = 6 \Rightarrow x = 3$

33. Balancear la siguiente reacción:
$Bi(OH)_3 + K_2SnO_2 \longrightarrow Bi + K_2SnO_3 + H_2O$
Dar como respuesta:

$$\frac{\text{forma reducida}}{\text{forma oxidada}} + \frac{\text{agente oxidante}}{\text{agente reductor}}$$

Resolución:

Balanceando por redox:

$$\overset{+3}{2Bi(OH)_3} + \overset{+2}{3KSnO_2} \longrightarrow \overset{0}{2Bi} + \overset{+4}{3K_2SnO_3} + 3H_2O$$

Reducción (+3 e⁻) × 2
Oxidación (−2 e⁻) × 3

$\therefore\ \frac{2}{3} + \frac{2}{3} = \frac{4}{3}$

34. En la ecuación:
$K_2Cr_2O_7 + NO_2 + HNO_3 \longrightarrow KNO_3 + Cr(NO_3)_3 + H_2O$
Determine el agente oxidante.

Resolución:

Balanceando por el método redox:

$$\overset{+6}{1K_2Cr_2O_7} + \overset{+4}{6NO_2} + 2HNO_3 \rightarrow \overset{+5}{2KNO_3} + \overset{+3}{2Cr(NO_3)_3} + H_2O$$

Reducción (+6 e⁻) · 1
Oxidación (−1 e⁻) × 6

Por lo tanto, el agente oxidante es el $K_2Cr_2O_7$

35. En la ecuación: $HNO_2 \longrightarrow NO + HNO_3 + H_2O$

A) El agente oxidante es el NO
B) El agente reductor es el HNO_3
C) El agente reductor es el H_2O
D) El agente reductor es el NO
E) El HNO_2 es agente oxidante y reductor a la vez

Resolución:

Balanceando por redox:

$$\overset{(+3)}{3HNO_2} \longrightarrow \overset{(+2)}{2NO} + \overset{(+5)}{1HNO_3} + H_2O$$

Reducción (+1 e⁻) × 2
Oxidación (+2 e⁻) × 1

De la ecuación balanceada observamos que es una reacción de autooxidación en donde el HNO_2 se oxida y se reduce a la vez.

36. ¿Cuál de las siguientes reacciones que se presentan a continuación es una reacción de oxidación-reducción?

A) $NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow NH_{4(ac)}^{+} + OH_{(ac)}^{-}$

B) $Ag_{(ac)}^{+} + Cl_{(ac)}^{-} \longrightarrow AgCl_{(s)}$

C) $CH_3OH_{(l)} + Na_{(s)} \longrightarrow CH_3O_{(sol)}^{-} + Na_{(sol)}^{+} + \frac{1}{2}H_{2(g)}$

D) $NaCl_{(s)} \longrightarrow Na_{(ac)}^{+} + Cl_{(ac)}^{-}$

E) $HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O_{(ac)}^{+} + Cl_{(ac)}^{-}$

Resolución:

En toda reacción de oxidación-reducción, existe transferencia de electrones por lo que las sustancias participantes cambian su número de oxidación. Por lo tanto, la alternativa correcta es: C

37. Sea: $HNO_3 + H_2S \longrightarrow S + NO + H_2O$
Hallar el coeficiente del agente oxidante.

Resolución:

Haciendo el balance redox:

Agente oxidante

$$\overset{+1\ -2}{2HNO_3} + \overset{+1}{3H_2S} \longrightarrow \overset{0}{3S} + \overset{-2}{2NO} + \overset{+1\ -2}{4H_2O}$$

(+5) (−2) (0) (+2)

Reducción (+3 e⁻) × 2

Oxidación (−2 e⁻) × 3

∴ El coeficiente del agente oxidante es 2

38. Hallar:

$$\frac{\text{agente oxidante}}{\text{agente reductor}} - \frac{\text{forma oxidada}}{\text{forma reducida}}$$

Luego de balancear:

$FeO + C \longrightarrow Fe + CO_2$

Resolución:

Balanceando por redox:

agente oxidante (−2) | agente reductor | forma reducida | forma oxidada (−2)

$$\overset{+2}{2FeO} + \overset{0}{1C} \longrightarrow \overset{0}{2Fe} + \overset{+4}{1CO_2}$$

Reducción (+2 e⁻) × 2

Oxidación (−4 e⁻) × 1

$$\therefore \frac{\text{agente oxidante}}{\text{agente reductor}} - \frac{\text{forma oxidada}}{\text{forma reducida}} \Rightarrow \frac{2}{1} - \frac{1}{2} = 1{,}5$$

39. Balancear la siguiente reacción y determinar la relación: agente oxidante + agente reductor

$Ag + HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + NO + H_2O$

Resolución:

Balanceando por redox:

$$\overset{0}{3Ag} + \overset{+5}{4HNO_3} \longrightarrow \overset{+1}{3AgNO_3} + \overset{+2}{1NO} + 2H_2O$$

Oxidación (−1 e⁻) × 3

Reducción (+3 e⁻) × 1

∴ (agente oxidante) + (agente reductor) = 4 + 3 = 7

40. Balancear la ecuación de la oxidación de cobre por el HNO_3.

$aCu + bHNO_3 \longrightarrow cCu(NO_3)_2 + dNO_2 + eH_2O$

Determine la suma de sus coeficientes.

Resolución:

Balanceando por redox:

$$\overset{0}{1Cu} + \overset{+5}{4HNO_3} \longrightarrow \overset{+2}{1Cu(NO_3)_2} + \overset{+4}{2NO_2} + 2H_2O$$

Oxidación (−2 e⁻) × 1

Reducción (+1 e⁻) × 2

Entonces: a = 1; b = 4; c = 1; d = 2; e = 2

∴ Suma de coeficientes: 1 + 4 + 1 + 2 + 2 = 10

41. Diga usted qué alternativa es correcta referente a la siguiente ecuación:

$6Fe^{-2} + 3Cl_2 \rightleftharpoons 6Cl^{-} + 6Fe^{+3}$

A) El gas cloro pierde electrones
B) El Fe^{-2} es el agente oxidante
C) El gas cloro es el agente reductor
D) El Fe^{-2} gana electrones
E) El gas cloro es el agente oxidante

Resolución:

Analizando la ecuación:

$$\overset{+2}{6Fe^{-2}} + \overset{0}{3Cl_2} \rightleftharpoons \overset{-1}{6Cl^{-}} + \overset{+3}{6Fe^{+3}}$$

Oxidación (−1 e⁻) × 2

Reducción (+2 e⁻) × 1

Por lo tanto, agente oxidante: cloro gaseoso.

42. Balancear la siguiente ecuación:

$MnO_4^{-} + NO_2^{-} + H^{+} \longrightarrow Mn^{+2} + NO_3^{-} + H_2O$

Se pide determinar la suma de coeficientes de los productos.

Resolución:

Balanceando por el método del ión-electrón:

$$\overset{+7}{2MnO_4^{-}} + 5\overset{+3}{NO_2^{-}} + 6H^{+} \longrightarrow \overset{+2}{2Mn^{+2}} + \overset{+5}{5NO_3^{-}} + 3H_2O$$

Reducción (+5 e⁻) × 2

Oxidación (−2 e⁻) × 5

Σcargas react. = (−2) + (−5) = −7

Σcargas prod. = (+4) + (−5) = −1

Como el medio es ácido se agregan H^{+} en los reactantes; hallando la suma de coeficientes de los productos:

∴ 2 + 5 + 3 = 10

43. En la siguiente reacción redox:

$aNH_3 + bO_2 \longrightarrow cNO + dH_2O$

Indicar valores de a; b; c y d, respectivamente.

Resolución:

Balanceando la ecuación por simple inspección:

$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + 6H_2O$

$\therefore$ a = 4; b = 5; c = 4; d = 6

44. Indicar con (V) verdadero y (F) falso según corresponda:

I. Una sustancia química puede oxidarse y reducirse simultáneamente.

II. En una reacción química ordinaria existe perdida en la cantidad de materia.

III. El agente reductor experimenta una ganancia de electrones en una oxidación.

Resolución:

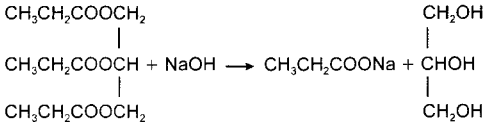
I. **Verdadero**
Esto ocurre en las reacciones de auto-oxidación.

II. **Falso**
Se conserva la cantidad de materia (Ley de Lavoisier).

III. **Falso**
Pierde electrones.

$\therefore$ VFF

45. Indicar la suma de coeficientes en la reacción de saponificación:



Resolución:

Expresando mediante sus fórmulas globales y por simple inspección se tiene:

$(CH_3CH_2COO)_3C_3H_5 + 3NaOH \longrightarrow 3CH_3CH_2COONa + C_3H_5(OH)_3$

$\therefore$ Σ coeficientes = 1 + 3 + 3 + 1 = 8

46. En la reacción redox:

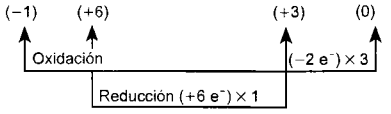
$H_2O_2 + Cr_2O_7^{-2} + H^+ \longrightarrow Cr^{+3} + O_2 + H_2O$

Indicar los coeficientes de los reactantes que permiten el balance.

Resolución:

Balanceando por el método del ión-electrón:

$3H_2O_2 + Cr_2O_7^{-2} + 8H^+ \longrightarrow 2Cr^{+3} + 3O_2 + 7H_2O$



Σcargas reactivos = −2; Σcargas productos = +6

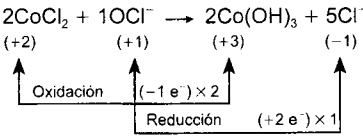
Como el medio es ácido se agregan H^+ en los reactantes; entonces los coeficientes de los reactantes son 3; 1; 8.

47. Determine la suma de coeficientes de los productos, al balancear la siguiente reacción en medio básico:

$CoCl_2 + OCl^- \longrightarrow Co(OH)_3 + Cl^-$

Resolución:

Balanceando por el método del ión-electrón:



Σcargas reactantes = −1; Σcargas productos = −5

Como el medio es básico se agregan OH− en los reactantes, siendo la suma de coeficientes de productos:

$H_2O + 4OH^- + 2CoCl_2 + 10Cl^- \longrightarrow 2Co(OH)_3 + 5Cl^-$

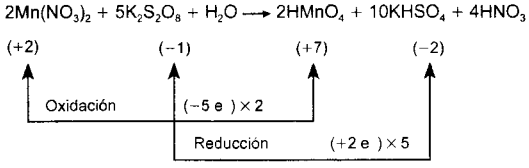
$\therefore$ Σcoeficientes de productos = 2 + 5 = 7

48. Señale los coeficientes correspondientes a los productos $HMnO_4$; $KHSO_4$; HNO_3 respectivamente en la educación balanceada:

$Mn(NO_3)_2 + K_2S_2O_8 + H_2O \longrightarrow HMnO_4 + KHSO_4 + HNO_3$

Resolución:

Balanceando por redox:



Como el $K_2S_2O_8$ es una sal que proviene de un peróxido, se toma la carga del oxígeno como −1.

$\therefore$ 2; 10; 4

49. La siguiente reacción:

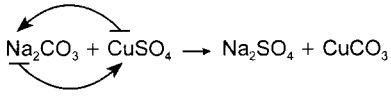
$Na_2CO_3 + CuSO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + CuCO_3$

Corresponde a una reacción:

A) Redox B) Adición
C) Metátesis D) Simple desplazamiento
E) Doble descomposición

Resolución:

De la reacción:



Se observa un doble desplazamiento (metátesis).
Por lo tanto, la alternativa correcta es: C

50. ¿Qué proposición es incorrecta?

A) $KOH_{(ac)} + CO_{2(g)} \longrightarrow K_2CO_{3(ac)} + H_2O_{(l)}$:
Reacción de metátesis.

B) $Cl_{2(g)} + KI_{(ac)} \longrightarrow KCl_{(ac)} + I_{2(ac)}$:
Reacción de desplazamiento.

C) $Al(OH)_{3(ac)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow AlCl_{3(ac)} + H_2O_{(l)}$:
Reacción de neutralización.

D) $KHCO_{3(s)} \longrightarrow K_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(v)}$:
Reacción de desproporción.

E) $Cd_{(s)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow CdSO_{4(ac)} + H_{2(g)}$:
Reacción de desplazamiento.

Resolución:

- Metátesis:
  $KOH + CO_2 \longrightarrow K_2CO_3 + H_2O$
  $Al(OH)_3 + HCl \longrightarrow AlCl_3 + H_2O$
- Desplazamiento:
  $Cl_2 + KI \longrightarrow KCl + I_2$
  $Cd + H_2SO_4 \longrightarrow CdSO_4 + H_2$
- Descomposición:
  $KHCO_3 \longrightarrow K_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

Por lo tanto, la alternativa correcta es: D

51. Identifique a qué clase de reacción corresponde lo siguiente:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)3} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$$

Resolución:

La reacción: $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$
Posee la forma: $A + B + C + \ldots \longrightarrow Z$
Por lo tanto, corresponde a una reacción de composición o síntesis.

52. Para la ecuación química:

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

Indique la proposición verdadera (V) o falsa (F) según corresponda:

I. El metal Zn y el HCl son reactivos.
II. Producto de la reacción química se desprende el gas hidrógeno.
III. La ecuación indica que el metal Zn se disuelve en el ácido.

Resolución:

I. **Verdadero**
Los reactantes:
- Zn: metal activo
- HCl: ácido fuerte

} Reactivos

II. **Verdadero**
Se obtienen como productos:
- $ZnCl_2$: cloruro de Cinc
- H_2: gas hidrógeno

III. **Verdadero**
El metal Zn es insoluble en H_2O, pero se disuelve según se observa en el $HCl_{(ac)}$.

∴ VVV

53. En relación a la ecuación química, indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

$$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)} + \text{calor}$$

I. Es una reacción de metátesis.
II. Es una reacción exotérmica.
III. Es una reacción de simple desplazamiento.

Resolución:

I. **Verdadero**
Posee la forma:
$AB + CD \longrightarrow AC + BD$
Por lo que corresponde a una reacción de metátesis.

II. **Verdadero**
Se observa de la ecuación que la formación de productos va acompañado de liberación de energía (calor), por lo que el proceso es exotérmico.

III. **Falso**
Al ser de metátesis, se desarrolla desplazamiento doble.

∴ VVF

54. Indique verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones que están referidas a las reacciones químicas:

I. Se produce ruptura de enlaces en los reactivos y se forman nuevos enlaces en los productos.
II. Hay variación de energía.
III. En algunas reacciones hay cambio de color.

Resolución:

I. **Verdadero**
Ocurre transformación química de las sustancias, esto por ruptura y formación de enlaces:

$$\underbrace{\text{Reactantes}}_{\text{Ruptura de enlaces}} \longrightarrow \underbrace{\text{Productos}}_{\text{Formación de enlaces}}$$

II. **Verdadero**
Dichas transformaciones ocurren por acción de la energía (calor, luz, electricidad, etc.) por lo que hay cambios térmicos.

III. **Verdadero**
En algunos casos se observa cambios en el color de los materiales.
Ejemplo: Oxidación del hierro:

$$\underbrace{\text{Hierro}}_{\text{Gris}} + O_2 \longrightarrow \underbrace{\text{Óxido}}_{\text{Rojizo}}$$

∴ VVV

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

Respecto a la reacción redox:

$$MnO_{4(ac)}^{-} + SO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow SO_{4(ac)}^{2-} + Mn_{4(ac)}^{2+} + H_3O_{(ac)}^{+}$$

Indique cuales de las siguientes proposiciones son correctas:

I. El MnO_4^- actúa como agente oxidante.
II. El número de oxidación del manganeso cambia en 5 unidades.
III. El agente reductor es el agua.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

Resolución:

En el proceso:

$$MnO_4^{1-} + SO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow SO_{4(ac)}^{2-} + Mn_{(ac)}^{2+} + H_3O_{(ac)}^{1+}$$

I. **Verdadero**
$8H^{1+} + MnO_4^{1-} + 5e \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$
El MnO_4^{1-} se reduce, por lo tanto actúa como agente oxidante.

II. **Verdadero**
De:

$$\overset{(7-)}{MnO_4^{1-}} \longrightarrow Mn^{2+}$$
$$+5\,e$$

III. **Falso**
El agente reductor es el SO_2

Clave: D

PROBLEMA 2 (UNI 2012 - II)

Un trozo de cobre metálico empieza el siguiente proceso:

I. Es introducido en ácido nítrico ($HNO_{3(ac)}$) formando una solución acuosa de $Cu(NO_3)_2$.

II. La solución de nitrato de cobre (II) se hace reaccionar con $NaOH_{(ac)}$ produciendo $Cu(OH)_{2(s)}$ y nitrato de sodio ($NaNO_{3(ac)}$).

III. El hidróxido de cobre (II) anteriormente formado, es separado y calentado descomponiéndose en $CuO_{(s)}$ y agua.

IV. El óxido de cobre (II) es tratado con $H_2SO_{4(ac)}$ para obtener sulfato de cobre (II), $CuSO_{4(ac)}$, y agua.

¿Cuáles de los procesos descritos involucran una reacción de metátesis?

A) Solo I B) III y IV C) II y IV
D) II y III E) I, II y IV

Resolución:

I. $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3) + NO + H_2O$
[Reacción redox]

II. $Cu(NO_3)_{2(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow Cu(OH)_{2(s)} + NaNO_{3(ac)}$
[Reacción de metátesis]

III. $Cu(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} CuO_{(s)} + H_2O$
[Reacción de descomposición]

IV. $CuO_{(s)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow CuSO_{4(ac)} + H_2O_{(l)}$
[Reacción de metátesis]

Las reacciones de metátesis (doble desplazamiento) son aquellas en las que se produce un intercambio de iones en solución para disminuir la cantidad de los mismos en el sistema final. Se le reconoce de la forma global:

$$\overset{\frown}{AB} + \overset{\frown}{CD} \longrightarrow AD + BC$$

Clave: C

PROBLEMA 3 (UNI 2013 - I)

Determine el coeficiente del agente oxidante, luego de balancear la siguiente reacción:

$$Cr_2(SO_4)_{3(ac)} + H_2O_{2(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow Na_2CrO_{4(ac)} + H_2O_{(l)} + Na_2SO_{4(ac)}$$

A) 1 B) 2 C) 3
D) 8 E) 10

Resolución:

Usando el método redox:

$$\overset{3+}{Cr_2(SO_4)_3} + H_2\overset{1-}{O_2} + NaOH \longrightarrow 2Na_2\overset{6+}{Cr}O_4 + 2H_2\overset{2-}{O} + Na_2SO_4$$

$+6 \quad (-6\,e^-)\times 1 \quad +12$
$-2 \quad (+2\,e^-)\times 3 \quad -4$

$$1Cr_2(SO_4)_3 + 3H_2O_2 + NaOH \longrightarrow 2Na_2CrO_4 + H_2O + Na_2SO_4$$

Terminando el balance por tanteo:

$$1Cr_2(SO_4)_3 + 3H_2O_2 + 10NaOH \longrightarrow 2Na_2CrO_4 + 8H_2O + 3Na_2SO_4$$

Se oxida (agente reductor)	Se reduce (agente oxidante)	Forma oxidada	Forma reducida

Agente oxidante: H_2O_2; coeficiente: 3

Clave: C

PROBLEMA 4 (UNI 2015 - I)

El SO_2 presente en el aire es el principal responsable del fenómeno de la lluvia ácida. La concentración de SO_2 se puede determinar mediante análisis químico, valorándolo con permanganato de potasio de acuerdo a la siguiente reacción:

$$SO_{2(g)} + MnO_{4(ac)}^{-} + H_2O_{(l)} \longrightarrow SO_{4(ac)}^{2-} + Mn_{(ac)}^{2+} + H_{(ac)}^{+}$$

Indique la suma de los coeficientes de la ecuación iónica neta obtenida después de haber realizado el balance.

A) 17 B) 19 C) 19
D) 20 E) 21

Resolución:

Desarrollamos las semireacciones (balance en medio ácido)

$(2H_2O + SO_2 \longrightarrow SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^-) \times 5$

$(5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O) \times 2$

La reacción balanceada es:

$2H_2O + 5SO_2 + 2MnO_4^- \longrightarrow 5SO_4^{2-} + 2Mn^{2+} + 4H^+$

$\therefore \Sigma$coeficientes $= 2 + 5 + 2 + 5 + 2 + 4 = 20$

Clave: D

PROBLEMA 5 (UNI 2015 - I)

El permanganato de potasio suele reaccionar con el ácido clorhídrico para producir cloruro de manganeso (II), cloro gaseoso, cloruro de potasio y oxidano.

Indique usted cual es la reacción química correspondiente (sin balancear)

A) $KMnO_{2(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow MnCl_{(ac)} + Cl_{2(g)} + H_2O_{(ac)} + KCl_{(ac)}$

B) $KMnO_{2(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow MnCl_{2(ac)} + Cl_{2(g)} + H_2O_{(l)} + KCl_{(ac)}$

C) $KMnO_{4(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow MnCl_{(ac)} + Cl_{2(g)} + H_2O_{2(ac)} + KCl_{(ac)}$

D) $KMnO_{4(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow MnCl_{2(ac)} + Cl_{2(g)} + H_2O_{2(a)}$

E) $KMnO_{3(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow MnCl_{2(ac)} + Cl_{2(g)} + H_2O_{(l)} + KCl_{(ac)}$

Resolución:

Reacción:

$KMnO_{4(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow MnCl_{2(ac)} + Cl_{2(g)} + H_2O_{(l)} + KCl_{(ac)}$

Observación:

$H_2O_{2(ac)}$ no es oxidano, por lo cual la ecuación debe considerarse como se muestra.

La clave que se aproxima más es la D.

$\therefore$ **No hay clave**

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: oxidante / reductor

$Zn + NaNO_3 + NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$

A) 1/4 B) 4/1 C) 4/7 D) 7/4 E) 1/7

2. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: oxidante / reductor

$C_2O_4^{-2} + MnO_4^- \longrightarrow Mn^{+2} + CO_2$ (ácido)

A) 5/16 B) 16/5 C) 2/5 D) 5/2 E) 1/8

3. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: oxidante / reductor

$Cr^{3+} + S_2O_8^{-2} \longrightarrow Cr_2O_7^{-2} + SO_4^{-2}$ (básico)

A) 2/3 B) 3/2 C) 7/2 D) 2/7 E) 3/7

4. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: oxidante / reductor

$CrO_2 + H_2O_2 \longrightarrow CrO_4^{-2} + H_2O$ (básico)

A) 1/1 B)1/2 C) 1/3 D) 3/2 E) 2/3

5. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: oxidante / reductor

$Mn^{2+} + S_2O_8^{-2} \longrightarrow MnO_4^- + SO_4^{-2}$ (básico)

A) 5/8 B) 5/2 C) 3/4 D) 2/5 E) 8/5

6. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: oxidante / reductor

$CrO_2 + Br_2 \longrightarrow CrO_4^{-2} + Br^-$ (alcalino)

A) 2/3 B) 3/2 C) 2/5 D) 5/2 E) 3/8

7. Respecto a la siguiente reacción balanceada:

$XAg + 4HNO_3 \longrightarrow YAgNO_3 + ZNO + 2H_2O$

Determinar qué relación es correcta respecto a los coeficientes que balancean la ecuación.

A) $X + Y < Z$ B) $X + Y > 4 + Z$
C) $X < Z$ D) $X - Y = 1$
E) $X > Y$

8. Respecto a la siguiente reacción balanceada (no está completa).

$XCuS + YHNO_3 \longrightarrow ZCu(NO_3)_2 + 2NO + 3S + WH_2O$

Determinar qué relación es correcta.

A) $X + Y = Z + W$ B) $Y < Z$
C) $Z = W$ D) $Y > Z + W$
E) $(X + Y) - (Z + W) = 5$

9. Respecto a la ecuación incompleta y balanceada que se desarrolla en medio ácido (no está completa)

$XMn^{+2} + YNaBiO_3 + ZH_3O^+ \longrightarrow 2MnO_4^- + WBi^{+3} + 5Na^+$

Determinar qué relación es correcta.

A) $X + 2 < Z$ B) $Z = W + Y + 2$
C) $Y = Z$ D) $Y > Z$
E) $W = 6$

10. Respecto a la ecuación incompleta que se desarrolla en medio ácido:

$XFe(OH)_2 + YCrO_4^{-2} + H_3O^- \longrightarrow WFe(OH)_3 + ZCr(OH)_3$

Completada y balanceada la ecuación que relación es correcta respecto a los coeficientes que balancean la ecuación:

A) $X + Y < Z + W$ B) $X + Y > Z + W$
C) $W < Z$ D) $W - Z > X$
E) $Z = 2$

11. El etanol, CH_3CH_2OH, se oxida a acetaldehído, CH_3CHO, mediante los iones dicromato, en medio ácido. Sabiendo que los iones dicromado reducen a iones cromo (III). Hallar el coeficiente del oxidante una vez balanceada la ecuación.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 6

12. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: oxidante / reductor

$NaIO_3 + Na_2SO_3 + NaHSO_3 \longrightarrow Na_2SO_4 + I_2 + H_2O$

A) 1/5 B) 5 C) 2/5
D) 5/2 E) 2/3

13. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: oxidante / reductor

$Mn(CN)_6^{-4} + O_2 \longrightarrow MnMn(CN)_6^{-3}$ + (neutro)

A) 4/3 B) 3/4 C) 4 D) 1/4 E) 2/5

14. El cambio siguiente ocurre cuando se trata Sb_2O_3 con permanganato de potasio en una solución básica caliente.

$Sb_2O_{3(s)} + MnO_4^- \longrightarrow MnO_4^{-2} + Sb(OH)_6^-$

Por cada mol de $Sb(OH)_6^-$ que se forma.

A) Se forma también 3 moles de H_2O.
B) Se consumen 3 moles de ión hidróxido.
C) Se reducen 3 moles de permanganato.
D) Se oxidan 2 moles de Sb_2O_3.
E) Se forman también 0,5 moles de MnO_4^{-2}.

15. ¿Qué reacción se clasifica como doble descomposición?

A) $Na_2O_{(s)} + P_4O_{10(s)} \longrightarrow Na_3PO_{4(s)}$
B) $CaCO_{3(s)} + H_3PO_{4(ac)} \longrightarrow Ca_3(PO_4)_{2(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$
C) $CH_3CH_2OH_{(l)} + O_{2(l)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$
D) $NaHCO_{3(s)} \longrightarrow Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$
E) $CH_3OH_{(l)} + O_{2(l)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

16. La siguiente ecuación química:

$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

Representa a una reacción del tipo denominado:

A) Adición. B) Descomposición.
C) Desplazamiento. D) Doble descomposición.
E) Doble desplazamiento.

17. Marcar la reacción que se puede clasificar como una reacción de precipitación.

A) $Mg + HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$
B) $Pb(NO_3)_2 + HCl \longrightarrow PbCl_2 + HNO_3$
C) $Na + Cl_2 \longrightarrow NaCl$
D) $NaClO_3 \longrightarrow NaCl + O_2$
E) $C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

18. Sea la siguiente reacción redox:
$CoCl_2 + OCl^- \longrightarrow Co(OH)_3 + Cl^-$ (básico)
Marcar la relación correcta, una vez balanceada.

A) La relación molar: oxidante/ reductor es 2.
B) La suma total de coeficientes es 15.
C) La relación molar: forma oxidada / forma reducida es 3/7.
D) El coeficiente del agua es 2.
E) El coeficiente del ión cloruro es 5.

19. Una vez balanceada la reacción:
$CH_3CHO + Ag(NH_3)_2^- \longrightarrow CH_3COO^- + Ag + NH_3$(básico)
Marcar la proposición incorrecta.

A) El oxidante es $Ag(NH_3)_2^-$
B) La relación molar: oxidante / reductor es 2.
C) El coeficiente de la forma oxidada es 4.
D) El coeficiente del ión oxidrilo es 3.
E) El coeficiente de la forma reducida es 2.

20. Una vez balanceada la ecuación:
$Cu_2SnS_2 + S_2O_8^{-2} \longrightarrow SO_4^{2} + Sn(OH)_6^{-2} + Cu(OH)_2$(alcalino)
Marcar la relación correcta:

A) El coeficiente del oxidante es 8.
B) La relación molar: oxidante / reductor es 1/10.
C) El coeficiente de la forma reducida es 22.
D) El coeficiente de la forma reducida es 2.
E) Se transfieren 20 electrones.

21. El permanganato de potasio es un oxidante fuerte ¿Cuál es el estado de oxidación cuando se reduce en medio básico?

A) 6+ B) 2+ C) 5+ D) 4+ E) 3−

22. Cuando el sulfuro de cinc se quema en el aire se obtiene:

A) Zn y S B) ZnO C) $ZnSO_4$
D) ZnO y SO_2 E) Zn metálico

23. En la reacción de carbonato de calcio con ácido sulfúrico, se producen tres compuestos: uno sólido, otro líquido y otro gaseoso. Respectivamente ellos son:

A) Ca; H_2S y N_2 B) NaOH; HCl y He
C) Na_2SO_4; H_2O y O_2 D) $Ca(OH)_2$; H_2O y H_2
E) $CaSO_4$; H_2O y CO_2

24. El amoníaco se produce industrialmente por medio de la reacción:

A) $NaNO_2 + H_2O$ B) Nitrógeno + hidrógeno
C) $Na_2NO_3 + H_2O$ D) $Na_2NO_2 + H_2O$
E) $NaNO_2 + H_2$

25. El óxido manganoso reacciona con el óxido plúmbico en presencia de ácido nítrico produciendo ácido permangánico, nitrato plumboso y agua. Balancear la ecuación y hallar la relación correcta:

A) La suma total de coeficientes es 27.
B) El coeficiente del oxidante es 2.
C) La suma total de coeficientes es 25.
D) El coeficiente del reductor es 5.
E) La relación molar oxidante / reductor es: 5/2

26. El etileno, $CH_2 = CH_2$, reacciona con el permanganato de potasio, ácido clorhídrico y agua para producir: etiléglicol, CH_2OHCH_2OH, dióxido de manganeso y cloruro de potasio. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación molar: $\frac{\text{oxidante}}{\text{reductor}}$

A) 2/3 B) 3/2 C) 1/3 D) 3 E) 1

27. El peroxodisulfato de sodio, $Na_2S_2O_8$, reacciona con el cloruro crómico en presencia de hidróxido de sodio, produciendo sulfato de sodio, dicromato de sodio cloruro de sodio y agua.
¿Qué proposición es falsa respecto a esta ecuación?

A) El reductor transfiere 2 electrones por molécula.
B) La suma total de coeficientes es 39.
C) La relación molar: oxidante/reductor es 3/2.
D) El coeficiente de la forma oxidada es 1.
E) El coeficiente del sulfato de sodio es 6.

28. Una vez balanceada la siguiente reacción:
$As_2S_3 + H_2O_2 \longrightarrow AsO_4^{-3} + SO_4^{-2}$ (básico)
Marcar la proposición correcta:

A) El coeficiente del oxidante es 1.
B) El coeficiente del ión oxidrilo es 18.
C) La suma total de coeficientes es 52.
D) La relación molar: oxidante / reductor es 1/14.
E) El coeficiente del agua es 21.

29. ¿Cuál es la ecuación química correcta para la obtención del bicarbonato de sodio?

A) $CO_2 + NaCO_3 + H_2O \longrightarrow 2NaHCO_3$
B) $CO_2 + NaCO_3 + H_2O \longrightarrow NaHCO_3$
C) $CO_2 + Na_2CO_3 + H_2O \longrightarrow 2NaHCO_3$
D) $CO_2 + Na_2CO_2 + H_2O \longrightarrow 2NaHCO_3$
E) $CO_2 + Na_2CO_2 + H_2O \longrightarrow NaHCO_3$

30. Equilibrar la ecuación de la oxidación del cobre con el HNO_3

$aCuS + bHNO_3 \longrightarrow cCu(NO_3)_2 + dNO_2 + eH_2O + fS$
Indicar el coeficiente incorrecto:

A) a = 1 B) b = 4 C) c = 1
D) d = 1 E) e = 2

31. La siguiente ecuación química:
$Na_2CO_3 + CuSO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + CuCO_3$
Corresponde a una reacción de:

A) Combustión B) Adición
C) Descomposición D) Doble descomposición
E) Desplazamiento

32. Cual(es) de las siguientes reacciones es(son) de sustitución.

I. $Cu + AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + Ag$
II. $Sb + Cl_2 \longrightarrow SbCl_3$
III. $Zn + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow Zn(NO_3) + Pb$

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

33. Balancear por redox:
$Sn + HNO_3 \longrightarrow SnO_2 + NO + H_2O$
Hallar: $\frac{\text{agente reductor}}{\text{agente oxidante}} + \frac{\text{forma oxidada}}{\text{forma reducida}}$

A) 3/2 B) 1/3 C) 3 D) 4/3 E) 1/2

34. Al balancear por redox:
$HNO_3 + H_2SO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + H_2O + NO$
hallar: agente oxidante + agente reductor

A) 6 B) 5 C) 16 D) 8 E) 12

35. ¿Cuántas reacciones de sustitución o desplazamiento existe?

I. $Fe + CuSO_4 \longrightarrow FeSO_4 + Cu$
II. $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$
III. $K + H_2O \longrightarrow K(OH) + H_2$
IV. $Cl_2 + NaBr \longrightarrow NaCl + Br_2$

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

36. Relacionar correctamente:

I. Descomposición
II. Redox
III. Combustión incompleta

a. $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$
b. $Sb + HNO_3 \longrightarrow H_3SbO_4 + NO_2 + H_2O$
c. $C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO + H_2O$

A) I – b; II – c; III – a B) I – c; II – b; III – a
C) I – a; II – b; III – c D) I – a; II – c; III – b
E) I – c; II – a; III – b

37. Sobre las evidencias del desarrollo de una reacción química:

I. Las sustancias cambian de color.
II. Formación de precipitados.
III. Liberación de un gas.
IV. Formación de nuevas sustancias.
V. Cambio en la densidad.

¿Cuántas proposiciones son incorrectas?

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

38. Sobre el tipo de reacciones señale la alternativa incorrecta:

A) Metátesis: $H_2SO_4 + 2NaCl \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$
B) Descomposición: $3HNO_2 \longrightarrow HNO_3 + 2NO + H_2O$
C) Adición: $C_6H_6 + 3H_2 \longrightarrow C_6H_{12}$
D) Desplazamiento simple: $Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$
E) Combustión: $CH_4 + Cl_2 \longrightarrow CH_3Cl + HCl$

39. Balancear la siguiente ecuación y señalar el coeficiente del agua: $C_2H_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

A) 6 B) 17 C) 5 D) 7 E) 8

40. Identificar cuál de las siguientes reacciones es de adición:

A) $NH_3 \longrightarrow N_2 + H_2$
B) $H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$
C) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$
D) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
E) $Fe + HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2$

41. Balancear y determinar la relación entre el agente oxidante y el agente reductor.
$P + HNO_3 + H_2O \longrightarrow NO + H_3PO_4$

A) 3/5 B) 5/3 C) 1 D) 3/2 E) 2/3

42. Balancear la siguiente ecuación:
$HNO_3 + H_3S \longrightarrow NO + S + H_2O$
Indicar el coeficiente del agente reductor y oxidante respectivamente.

A) 2 y 3 B) 1 y 3 C) 1 y 1
D) 3 y 2 E) 2 y 1

43. Balancear: $Hg + HNO_3 \longrightarrow Hg(NO_3)_2 + NO + H_2O$
Señalar el coeficiente del agente oxidante.

A) 10 B) 8 C) 13 D) 14 E) 15

44. Balancear la siguiente ecuación y hallar la relación:

$$\frac{\text{agente oxidante}}{\text{agente reductor}}$$

$Ag + HBrO_3 \longrightarrow AgBrO_3 + BrO + H_2O$

A) 3/4 B) 2/3 C) 1/3 D) 4/3 E) 3/2

45. Indicar la relación que no corresponde:

A) $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$ (descomposición)
B) $2Hg + Cl_2 \longrightarrow Hg_2Cl_2$ (combinación)
C) $NH_3 + BF_3 \longrightarrow H_3NBF_3$ (adición)
D) $H_2O_2 \longrightarrow O_2 + H_2O$ (sustitución)
E) $CuSO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + C$ (desplazamiento)

46. La siguiente ecuación química:
$Fe_3O_4 + H_2 \longrightarrow 3Fe + H_2O$
Se puede tipificar como:

A) Doble desplazamiento B) Descomposición
C) Combinación D) Redox
E) A y B

47. Marque la reacción de descomposición:

A) $NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + NaNO_3$
B) $NH_4NO_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$
C) $S + H_2SO_4 \longrightarrow SO_2 + H_2O$
D) $Hg + O_2 \longrightarrow Hg_2O$
E) $CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$

48. ¿Qué tipo de reacción representa la siguiente ecuación?

$$CaCO_3 + Calor \longrightarrow CO_2 + CaO$$

A) Combustión B) Exotérmica
C) Descomposición D) Endotérmica
E) C y D

49. Señale en la reacción, cuál es el comburente:

$$C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

A) Butano B) Dióxido de carbono
C) H_2O D) C_3H_8
E) O_2

50. ¿A qué tipo pertenece la siguiente reacción?

$$CO + O_2 \longrightarrow CO_2$$

A) Metátesis B) Combustión completa
C) Combustión incompleta D) Exotérmica
E) Adición

51. En la relación de óxido-reducción:
$FeS_{(s)} + 4HNO_{3(ac)} \longrightarrow Fe(NO_3)_{3(ac)} + S_{(s)} + 2H_2O_{(l)} + NO_{(g)}$
Se cumple que:

A) Se produce dos oxidaciones y una reducción.
B) El Fe no cambia su estado de oxidación.
C) El N gana dos electrones.
D) Se produce una oxidación y una reducción.
E) Solo el S se oxida perdiendo dos electrones.

52. Cuando el amoniaco reacción con el óxido de cobre II caliente, se produce cobre metálico. Este fenómeno indica que el amoniaco es un agente:

A) Catalizador B) Reductor
C) Deshidratante D) Nitrante
E) Oxidante

53. Señale la correspondencia: reacción (ecuación química)-clasificación de acuerdo al comportamiento de los reactivos.

I. $2Al_{(s)} + 6HCl_{(ac)} \longrightarrow 2AlCl_{3(ac)} + 3H_{2(g)}$
II. $2HBr_{(g)} \longrightarrow H_{2(g)} + Br_{2(g)}$
III. $AgNO_{3(ac)} + KCl_{(ac)} \longrightarrow AgCl_{(s)} + KNO_{3(ac)}$
IV. $BaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ba(OH)_{2(ac)}$

a. Doble sustitución b. Adición
c. Sustitución d. Descomposición

A) I – a; II – d; III – c; IV – b
B) I – a; II – b; III – c; IV – d
C) I – d; II – c; III – a; IV – b
D) I – c; II – d; III – a; IV – b
E) I – a; II – c; III – d; IV – b

54. En la siguiente ecuación de óxido – reducción:
$2HgCl_2 + SnCl_2 \longrightarrow SnCl_4 + 2HgCl$

A) El mercurio se oxida y el estaño se reduce.
B) El mercurio se oxida; el cloro y el estaño se reducen.
C) El estaño se reduce; el cloro y el mercurio se oxidan.
D) El Mercurio se reduce; el cloro y el estaño se oxidan.
E) El mercurio se reduce y el estaño se oxida.

55. De acuerdo con las siguientes ecuaciones parciales:
$N^{3} - 1\,e^{-} \longrightarrow N^{a}$; $S + 1\,e^{-} \longrightarrow S^{b}$
Los estados de oxidación del nitrógeno (a) y del azufre (b), son:

A) −4 y 0 B) −4 y −2 C) −2 y −2
D) −2 y 0 E) −3 y +1

56. El permanganato de potasio es un oxidante fuerte. ¿Cuál es el estado de oxidación final del Mn al reaccionar con una sustancia reductora?

$$MnO_4^{1} \rightarrow MnO_2$$

A) +6 B) +2 C) +5 D) +4 E) +3

57. Cuando se quema madera, uno de los compuestos que intervienen en la combustión es la celulosa, cuya fórmula simple es: $C_6H_{10}O_5$. Escriba la ecuación para la combustión completa de esta sustancia.

A) $C_6H_{10}O_5 + 6O_2 \longrightarrow 6CO_2 + 5H_2O$
B) $2C_6H_{10}O_5 + 6O_2 \longrightarrow 12CO + 10H_2O$
C) $C_6H_{10}O_5 + 3O_2 \longrightarrow 6CO + 5H_2O$
D) $C_6H_{10}O_5 + 2O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 5H_2O + 2C$
E) $2C_6H_{10}O_5 + 4O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 4CO + 5H_2O$

58. La siguiente ecuación química:
$C_3H_{8(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} + Energía$
Representa a una reacción del tipo denominada:

A) Descomposición B) Combustión completa
C) Combustión incompleta D) Metátesis
E) Composición

59. En relación a las siguientes semirreacciones:

I. $Sn^{-} \longrightarrow Sn^{+4} + 2\,e^{-}$ II. $2I^{-1} \longrightarrow I_2 + 2\,e^{-}$
III. $Cu^{+2} + 2\,e \longrightarrow Cu$ IV. $Au^{+3} + 3\,e^{-} \longrightarrow Au$
Indique las que son de reducción.

A) I y II B) III y IV C) I y III
D) II y V E) I; II; III; y IV

60. Dada la siguiente ecuación química de óxido–reducción: $Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow MgO_{(s)}$
De ella se deduce que el magnesio:

A) Se oxida porque gana 2 electrones.
B) Se reduce porque pierde 2 electrones.
C) Es el agente reductor que se reduce.

D) Es el agente oxidante porque se oxida.
E) Se oxida porque pierde 2 electrones.

61. En la reacción de óxido–reducción:

$$Mg_{(s)} + N_{2(g)} \longrightarrow Mg_3N_{2(s)}$$

A) El Mg se reduce.
B) El N se oxida.
C) El Mg no cambia su número de oxidación.
D) El Mg es el agente oxidante.
E) El Mg es el agente reductor.

62. La reacción química:

$$C_2H_{4(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow C_2H_{6(g)} + 137\ kJ$$

I. Es una reacción de adición.
II. Es una reacción endotérmica.
III. Es una reacción redox.

A) VVV B) VVF C) VFF D) FFF E) VFV

63. Para las siguientes reacciones:

a. Producción de yodo a partir del agua de mar.

$$Cl_{2(g)} + 2I_{(ac)}^- \longrightarrow I_{2(ac)} + 2Cl_{(ac)}^-$$

b. Obtención de lejía.

$$Cl_{2(g)} + 2NaOH_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + NaClO_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

c. Acción oxidante del ozono

$$NO_{(g)} + O_{3(g)} \xrightarrow{UV} NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Marque la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) en las siguientes proposiciones:

I. Las tres son reacciones redox
II. Las formas oxidadas de las sustancias en (a) y (b) son el I_2 y el NaClO, respectivamente.
III. La sustancia que reduce es el ozono.
IV. El nitrógeno aumenta en 2 unidades su número de oxidación.

A) VFVV B) VVFF C) FVVV
D) VVVV E) VFVF

64. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. En las reacciones de metátesis cambia el número de oxidación de por lo menos un átomo.
II. Las reacción de combustión son exotérmicas y redox.
III. Las reacciones de precipitación, forman sólidos insolubles.
IV. En la reducción disminuye el número de oxidación.

A) VVVV B) VVVF C) VVFV
D) FFVV E) FVVV

65. La semirreación de reducción balanceada es:

A) $Sn^{+2} \longrightarrow Sn^{+4} + 2\ e$
B) $2I^- \longrightarrow I_2 + 2\ e^-$
C) $Cr_2^{+6} + 3\ e^- \longrightarrow 2Cr^{+3}$
D) $Mn^{+7} + 5\ e^- \longrightarrow Mn^{+2}$
E) $S_8 + 2\ e \longrightarrow 8S^{-2}$

66. Indique lo incorrecto, en relación a los cambios que ocurre en una reacción química:

A) Se rompen los enlaces químicos en los reactivos y se forman nuevos enlaces en los productos.
B) Se libera o absorbe energía.
C) Se forman nuevos elementos químicos.
D) En algunas reacciones hay formación de precipitado.
E) En algunas reacciones hay liberación de gas.

67. La siguiente ecuación química:

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

Representa a una reacción del tipo denominada:

A) Adición B) Descomposición
C) Desplazamiento D) Doble descomposición
E) Doble desplazamiento

68. La descomposición de un compuesto químico en sus elementos, por acción del calor, se denomina:

A) Ionización B) Sublimación
C) Electrólisis D) Pirólisis
E) Autólisis

69. La siguiente ecuación química:

$$AgNO_{3(ac)} + KCl_{(ac)} \longrightarrow AgCl_{(s)} + KNO_{3(ac)}$$

Representa a una reacción del tipo denominada:

A) Síntesis B) Descomposición
C) Pirólisis D) Electrólisis
E) Doble desplazamiento

70. El amoniaco se produce industrialmente por medio de la reacción:

A) $NaNO_2 + H_2O$ B) $N_2 + H_2$
C) $NaNO_3 + H_2O$ D) $NaNO_2 + HCl$
E) $NaNO_2 + H_2$

71. De las siguientes reacciones, lo incorrecto es:

I. $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$
II. $SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{3(g)}$
III. $(NH_4)_2Cr_2O_7 \longrightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$

A) I es de neutralización
B) II es redox
C) II es redox intramolecular
D) III reacción de desproporción
E) II es de catálisis heterogénea

72. Indicar lo que no ocurre durante un proceso redox:

I. Se produce transferencia de electrones.
II. Durante la reducción siempre se gana electrones.
III. El agente reductor cede electrones al agente oxidante.
IV. La sustancia que se reduce es el agente oxidante.
V. El agente oxidante y el agente reductor siempre son sustancias distintas.

A) I B) II C) III D) IV E) V

73. De las siguientes proporciones:

I. $H_2O_{2(l)} + MnO_{2(s)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$: es una catálisis heterogénea.
II. $H_{2(g)} + O_{2(s)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$: reacción endotérmica
III. La catálisis puede ser: homogénea, heterogénea, enzimática.

Es (son) no correcta (s):

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I; II y III

74. Indicar cuantas proposiciones son no correctas:

I. $H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$: electrólisis
II. $H_2O_2 \longrightarrow H_2O + O_2$: fotólisis con dismutación
III. $MgO \longrightarrow Mg + O_2$: redox intramolecular
IV. $Br_2 + KOH \longrightarrow KBrO_3 + KBr + H_2O$: redox desproporción
V. $I_2 + Cl_2 + H_2O \longrightarrow HIO_3 + HCl$: redox intermolecular

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

75. ¿Cuál de las reacciones redox corresponde a una disimulación?

I. $H_2 + Br_2 \longrightarrow 2HBr$
II. $Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$
III. $Fe + S \longrightarrow FeS$
IV. $H_3PO_3 \longrightarrow H_3PO_4 + PH_3$
V. $Au_2O_3 \longrightarrow Au + O_2$

A) I B) II C) III D) IV E) V

76. Balancear las siguientes semirreacciones e indique cuantos son de oxidación y reducción:

I. $Mg \longrightarrow Mg^{+2}$ II. $S^{-2} \longrightarrow S_8$
III. $O_2 \longrightarrow O^{-2}$ IV. $Cl^{-7} \longrightarrow Cl^{-1}$

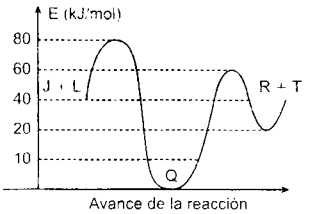
A) 1 y 2 B) 2 y 2 C) 1 y 3 D) 2 y 1 E) 3 y 1

77. Para las siguientes reacciones:

$J + L \longrightarrow Q$
$Q \longrightarrow R + T$

¿Cuáles son las correctas?

I. $J + L \longrightarrow Q$; $\Delta H = +30$ kJ/mol
II. Las energías de activación suman 100 kJ/mol
III. La reacción total: $J + L \longrightarrow R + T$, es exotérmica
IV. La energía de activación de $R + T \longrightarrow Q$ es igual a la de $J + L \longrightarrow Q$.



A) I y II B) I y III C) I; II; IV
D) I y IV E) III y IV

78. Con respecto al peróxido de hidrógeno, ¿cuántas proposiciones son no incorrectas?

I. El H_2O_2 es una sustancia que presenta dualidad es decir, actúa como oxidante y como reductor.
II. Como oxidante se reduce a oxigeno.
III. Como reductor se oxida a oxigeno.
IV. En medio alcalino se reduce.
V. En medio ácido se oxida.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

79. De las reacciones químicas cuantas proposiciones son no incorrectas:

I. Los catalizadores positivos aceleran la velocidad de reacción.
II. La energía de activación de una reacción exotérmica es mayor que en su reacción inversa.
III. Los alcalinos reaccionan violentamente con el agua.
IV. Cuanto más finamente divididos están los reactantes, más rápida es la reacción.

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

80. En las reacciones químicas cuantas de las siguientes proposiciones se cumplen:

I. En las reacciones químicas las estructuras internas de las sustancias cambian.
II. Durante una reacción química hay ruptura y formación de enlaces.
III. En toda reacción química se formará siempre un gas.
IV. Las reacciones químicas deberán desarrollarse siempre luego de un calentamiento.

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

CLAVES

1. A	11. A	21. D	31. B	41. B	51. A	61. E	71. E
2. C	12. B	22. D	32. E	42. D	52. B	62. E	72. E
3. B	13. D	23. E	33. A	43. D	53. D	63. D	73. B
4. D	14. B	24. B	34. B	44. D	54. E	64. E	74. A
5. B	15. B	25. E	35. E	45. D	55. C	65. D	75. D
6. B	16. C	26. A	36. C	46. D	56. D	66. C	76. B
7. E	17. B	27. A	37. A	47. B	57. A	67. C	77. E
8. D	18. B	28. C	38. E	48. E	58. B	68. D	78. D
9. A	19. C	29. C	39. A	49. E	59. B	69. E	79. E
10. C	20. C	30. D	40. B	50. D	60. E	70. B	80. D

Estequiometría

capítulo 13

Jacob Berzelius

Jöns Jacob von Berzelius (Östergötland, 20 de agosto de 1779-Estocolmo, 17 de agosto de 1848) fue un químico sueco. Llevó a cabo la técnica moderna de la fórmula de notación química junto con John Dalton, Antoine Lavoisier y Robert Boyle. Comenzó su carrera como medico, pero sus investigaciones en la Química y la Física eran de mayor importancia en el desarrollo de la asignatura. Logró mucho en la vida más tarde como secretario de la Academia Sueca y es conocido como el padre de la Química en ese país. Luego, codificó los elementos según la primera letra de su nombre latino, agregando una segunda letra cuando había necesidad de diferenciar dos elementos cuyo nombre comenzaba con la misma letra inicial. Por ejemplo, C para carbono, Ca para calcio, Cd para cadmio, etc.

Berzelius desarrolló un sistema de notación química en el cual a los elementos se les denotaba con símbolos simples, tales como O para el oxígeno, o Fe de hierro, con las proporciones señaladas por números. Este es, básicamente, el mismo sistema utilizado en la actualidad, en la fórmula molecular; la única diferencia es que en lugar de subíndices (utilizados en la actualidad, por ejemplo, H_2O), Berzelius utiliza un superíndice (H^2O). La obra que resume la actividad de Berzelius, redactada paralelamente al desarrollo de esta, es el *Tratado de química* (1808-1818).

Fuente: Wikipedia

DEFINICIÓN

Es aquella parte de la química que se encarga de estudiar las relaciones cuantitativas entre aquellas sustancias que participan en una reacción química. Para realizar dicho análisis cuantitativo se recurre a las leyes experimentales de la combinación química, que se agrupa en 2 grandes grupos:

Observaciones

1. Se escribe la ecuación química del proceso y se balancea correctamente.
2. Los coeficientes que se tienen en una ecuación química nos indicará el número de moléculas o número de mol-g de cada sustancia que participa en la reacción.
3. Las sustancias que intervienen en la reacción lo hacen químicamente pura.
4. El rendimiento de la reacción es del 100%.
5. Si no nos dan datos de presión y temperatura asumiremos que la reacción se realiza a condiciones normales.

LEYES PONDERALES (relación masa-masa)

Ley de Lavoisier o ley de la conservación de la materia

En toda reacción la suma de las masas de las sustancias reactantes es igual a la suma de las masas de las sustancias resultantes o productos. Es decir la materia no se crea ni se destruye, solamente se transforma.
En general. La reacción química.

masa: (g) $\underset{a}{A} + \underset{b}{B} \longrightarrow \underset{c}{C} + \underset{d}{D} + \underset{e}{E}$

Por Lavoisier: $\Sigma M_{reac.} = \Sigma M_{prod.}$

$\therefore$ Se cumple: $a + b = c + d + e$

Tratamiento para la resolución de problemas en una ecuación química

	$\overline{Ar}(Ca)$ 40	$\overline{M}HNO_3$ 63	$\overline{M}Ca(NO_3)_2$ 164	$\overline{M}H_2$ 2
	$1Ca_{(s)} + 2HNO_{3(ac)} \longrightarrow 1Ca(NO_3)_{2(s)} + 1H_{2(g)}$			
Relac. molar	1 mol	2 mol	→ 1 mol	1 mol
Relac. masa	40	126	→ 164	2

Por Lavoisier: 166 g = 166 g

	$\overline{M}H_2$ 2	$\overline{M}N_2$ 28	→	$\overline{M}NH_3$ 17
	$3H_{2(g)} + 1N_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$			
Relación molar	3 mol	1 mol	→	2 mol
Relación en masa	6	28	→	34

Por Lavoisier: 34 g = 34 g

Ley de las relaciones constantes y definidas o ley de Proust

En todo proceso químico los reactantes y productos participan manteniendo sus moles o sus masas en una proporción fija, constante y definida. Cualquier exceso de uno de ellos permanece sin reaccionar.

Ejemplo:

$1N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$				
Relación molar	1 mol	3 mol	→	2 mol
× 3	3 mol	9 mol	→	6 mol

Proust: $\frac{n_{N_2}}{n_{H_2}} = \frac{1}{3}$; $\frac{n_{N_2}}{n_{NH_3}} = \frac{1}{2}$; $\frac{n_{H_2}}{n_{NH_3}} = \frac{3}{2}$

Relación en masas	28 g	6 g	→	34 g	...(α)
÷ 2	14 g	3 g	→	17 g	...(β)
÷ 2	7 g	1,5 g	→	8,5 g	...(γ)

Lavoisier de (α): 34 g = 34 g

Ley de Proust: $\frac{m_{N_2}}{m_{H_2}} = \frac{28}{6} = \frac{14}{3} = \frac{7}{1,5}$

De β: 14 g de N_2 se requieren para reaccionar estequiométricamente con 3 g de H_2 para formar 17 g de NH_3.

Lavoisier: $\underbrace{(14 + 3)}_{17}{}_R = (17)_P$

Si se combinasen 14 g de N_2 con 5 g de H_2, podemos observar que H_2 solo reaccionarán 3 g y el resto es el exceso.

$$\underset{N_2}{14\ g} + \underset{H_2}{5\ g} \longrightarrow \underset{NH_3}{17\ g}$$

(2 g de H_2 que no reacciona)

Por Proust: Las masas se encuentran en una proporción constante y definida.

$$\frac{m_{N_2}}{m_{H_2}} = \frac{28}{34} = \frac{14}{17} = \frac{7}{8,5}$$

Ejemplo:

Si en un recipiente se tiene 16 g de hidrógeno y 16 g de oxígeno. ¿Cuánta agua se ha producido?. Indicar el reactivo en exceso.

Resolución:

Inicialmente se tiene: $m_{H_2} = 16$ g; $m_{O_2} = 16$ g

$$\underset{4\ g}{\underset{2\ mol}{2H_2}} + \underset{32\ g}{\underset{1\ mol}{O_2}} \longrightarrow \underset{36\ g}{\underset{2\ mol}{2H_2O}}$$

Proust	2 g	16 g	18 g	Proporción constante

O_2 reacciona completamente: 16 g y requiere solo de H_2: 2 g

⇒ El H_2 está en exceso:

exceso $H_2 = 16 - 2 = 14$ g

∴ De H_2O se produce 18 g

Nota

Si en un proceso químico las sustancias no se encuentran en proporción estequiométrica, entonces una de ellas se halla en exceso y reacciona parcialmente. La otra sustancia se consume totalmente y se le denomina reactivo limitante, encontrándose en menor cantidad.

Aplicación:

Determinar cuántos gramos de amoníaco se deben descomponer para obtener 360 g de hidrógeno.

PA (N = 14; H = 1)

Resolución:

Se resuelve aplicando la regla de 3 simples:

$$\underset{2\text{ mol}}{2NH_3} \longrightarrow \underset{3\text{ mol}}{3H_2} + N_2$$

$$2(17\text{ g}) \text{ —— } 3(2\text{ g})$$

$$x \text{ —— } 360$$

$$x = \frac{360(2)(17)}{3(2)} = 2040 \text{ g } (NH_3)$$

Ley de las proposiciones múltiples o ley de Dalton

Siempre que dos elementos se combinen entre sí, para formar varios compuestos, entonces se cumple que la masa de uno de ellos permanece constante, mientras que la masa del otro varía en una relación de números enteros sencillos.

Ejemplos:

Compuestos	$m_{(s)}$	$m_{(o)}$
SO	32 g	① (16) g
SO_2	32 g	② (16) g
SO_3	32 g	③ (16) g
	↓ constante	↓ n.° enteros

Ley de las proporciones reciprocas o ley de Wenzell-Ritcher

Cuando dos sustancias diferentes se combinan separadamente con una masa fija de una tercera sustancia, entonces se cumple que las masas relativas de aquellos son los mismos que se combinen entre sí, o bien son múltiplos o submúltiplos de estos.

$$\underset{m_1}{A} + \underset{m}{B} \longrightarrow AB \qquad ...(1)$$

$$\underset{m_2}{C} + \underset{m}{B} \longrightarrow CB \qquad ...(2)$$

$$\boxed{\underset{m_1}{A} + \underset{m_2}{C} \longrightarrow AC}$$

Ejemplo:

$$\underset{80\text{ g}}{2Ca} + \underset{32\text{ g}}{1O_2} \longrightarrow 2CaO \qquad ...(1)$$

$$\underset{4\text{ g}}{2H_2} + \underset{32\text{ g}}{1O_2} \longrightarrow 2H_2O \qquad ...(2)$$

De la reacción (1) y (2), como Ca y H_2 reaccionan con la misma masa de O_2, Ca y H_2 reaccionan entre si; entonces:

$$\underset{80\text{ g}}{2Ca} + \underset{4\text{ g}}{2H_2} \longrightarrow 2CaH_2$$

Aplicación:

85 g de una sustancia B reacciona con 40 g de una sustancia A y 12 g de una sustancia C con 20 g de A. Determinar cuántos gramos de B reaccionan con 84 g de C.

Resolución:

Por Rither:

$$\underset{85\text{ g}}{B} + \underset{40\text{ g}}{A} \longrightarrow BA \qquad ...(\alpha)$$

$$\underset{12\text{ g}}{C} + \underset{20\text{ g}}{A} \longrightarrow \underset{24\text{ g}}{C} + \underset{40\text{ g}}{B} \longrightarrow CB \quad ...(\beta)$$

múltiplo

De α y β:

$$B + C \longrightarrow BC$$

$$85\text{ g} \text{ —— } 24\text{ g}$$

Para: $x \text{ —— } 84\text{ g} \Rightarrow x = \frac{84(85)}{24} = 297{,}5\text{ g}$

LEYES VOLUMÉTRICAS

Ley de Gay-Lussac

Solamente son aplicables a sustancias (gaseosas) a las mismas condiciones de presión y temperatura.

En las reacciones gaseosas; los coeficientes molares nos indican también los coeficientes volumétricos.

Ley de los volúmenes constantes y definidos.

Existe una relación constante y definida entre los volúmenes de los gases que reaccionan y producidos, cualquier exceso deja de combinarse.

Ejemplo:

$$\underset{\substack{2\text{ mol}\\2\text{ V}}}{2\boxed{H_2}_{(g)}} + \underset{\substack{1\text{ mol}\\1\text{ V}}}{\boxed{O_2}_{(g)}} \longrightarrow \underset{\substack{2\text{ mol}\\2\text{ V}}}{2\boxed{H_2O}_{(g)}}$$

$\therefore \boxed{\frac{V_{H_2}}{V_{O_2}} = \frac{2}{1} = \text{cte.}}$ $\boxed{\frac{V_{H_2}}{V_{H_2O}} = \frac{2}{2} = \frac{1}{1}}$

Se tiene la reacción de fase gaseosa:

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$				
Relación molar	1 mol	3 mol	⟶	2 mol
Relación volumen	1 V	3 V	⟶	2 V
⇓ L	1 L	3 L	⟶	2 L
CC	1 cm^3	3 cm^3	⟶	2 cm^3
CN	22,4 L	67,2 L	⟶	44,8 L

a CN $\boxed{1 \text{ mol.q} = 22{,}4 \text{ L}}$

Ley de los volúmenes proporcionales

Los volúmenes de dos o más gases que reaccionan con un mismo volumen de un tercero son los mismos con que reaccionarán entre sí.

$$\underset{3\,V}{3H_{2(g)}} + \underset{1\,V}{N_{2(g)}} \longrightarrow \underset{2\,V}{2NH_3} \qquad ...(\alpha)$$

$$\underset{3\,V}{3Cl_{2(g)}} + \underset{1\,V}{N_{2(g)}} \longrightarrow \underset{2\,V}{2NCl_3} \qquad ...(\beta)$$

De la reacción (α) y (β):

Como el H_2 y el Cl_2 reaccionan con un mismo volumen de N_2, entonces ellos reaccionarán entre sí, en la misma relación de volúmenes:

$$\frac{V_{H_2}}{V_{Cl_2}} = \frac{3}{3} = \frac{1}{1}$$

$\therefore$ Rxn: $\boxed{H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl}$

Contracción volumétrica (C)

Es la relación que existe entre la disminución del volumen, respecto a la suma de volúmenes reaccionantes.

$$\boxed{C = \frac{S - V}{S}} \quad \text{(gases)}$$

Donde:

S: Suma de los volúmenes reaccionantes.

V: Suma de los volúmenes resultantes

Ejemplos:

1. $\underset{2\,V}{2H_{2(g)}} + \underset{1\,V}{1O_{2(g)}} \longrightarrow \underset{2\,V}{2H_2O_{(g)}}$

   $S = 3;\ V = 2 \Rightarrow C = \frac{3-2}{3} = \frac{1}{3}$

2. $\underset{2\,V}{3H_{2(g)}} + \underset{1\,V}{1H_{2(g)}} \longrightarrow \underset{2\,V}{2NH_{3(g)}}$

   $S = 4;\ V = 2 \Rightarrow C = \frac{4-2}{4} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2}$

3. $\underset{1\,V}{1H_{2(g)}} + \underset{1\,V}{1Cl_{2(g)}} \longrightarrow \underset{2\,V}{2HCl_{(g)}}$

   $S = 2;\ V = 2 \Rightarrow C = \frac{2-2}{2} = \frac{0}{2} = 0$

   No hay contracción.

4. $Fe_{(s)} + \underset{4\,V}{4H_2O_{(g)}} \longrightarrow 1Fe_2O_{4(s)} + \underset{4\,V}{4H_{2(g)}}$

   $S = 4;\ V = 4 \Rightarrow C = \frac{4-4}{4} = \frac{0}{4} = 0$

   No hay contracción.

5. $1CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow 1CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$

   $S = 3;\ V = 1 \Rightarrow C = \frac{3-1}{3} = \frac{2}{3}$

Nota

En el conteo de los volúmenes reactantes y producidos, solo se deben tomar en cuenta las especies en estado gaseoso, omitiéndose sólidos y líquidos.

EFICIENCIA O RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

$$n = \frac{m_{real}}{m_{teórico}}(100) = \frac{n_{real}}{n_{teórico}}(100)$$

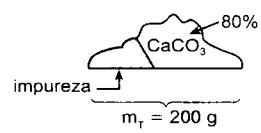
Masas y volúmenes reales: Se obtienen experimentalmente en el laboratorio, es dato del problema. Masas, moles y volúmenes teóricos se obtienen de la estequiometría.

PUREZA O RIQUEZA DE UNA SUSTANCIA QUÍMICA

Solo las sustancias químicamente puras reaccionan (100% pureza), la impureza no reacciona.

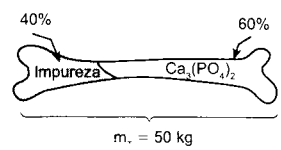
Ejemplos:

1. 200 g de $CaCO_3$ con 80% de pureza.



$$m_{CaCO_3} = \frac{80}{100}(200) = 160 \text{ g}$$

2. 50 kg de fosfato de calcio con 60% de pureza.



$$m_{Ca_3(PO_4)_2} = \frac{60}{100}(50) = 30 \text{ kg}$$

Aplicación:

Considerando los siguientes datos:

Elemento	Masa atómica (Ar)
A	12,0
B	35,5

A y B combinan para formar una nueva sustancia X. Si 4 moles de átomos de B se combinan con una mol de A, para dar una mol de X, hallar la masa de 1 mol de X.

Resolución:

En la reacción de combinación:

Por dato: $\underline{4B} + 1A \longrightarrow 1X$

$\downarrow$

4 mol 1 mol 1 mol

4(35,5) 1(12,0) 1(M_x)

Por la ley de conservación de la masa (Lavoisier)

$\overline{M}_x = 4(35,5) + 12 = 154 \quad \therefore$ 1 mol(x) = 154 g

Ejemplos:

1. Hallar la masa de oxígeno que puede obtenerse al calentar 43,3 g de óxido mercúrico.

   Dato: $\overline{Ar}(H_g) = 201$

   Resolución:

   $1\ HgO \longrightarrow Hg + \frac{1}{2}O_2$

   1 mol 1/2 mol

   217 g ——— 16 g

   43,3 g ——— x $\quad \therefore x = 3,2\ g\ (O_2)$

2. Se combinan 40 g de SO_2 y 25 g de O_2, determinar el % en masa del exceso con respecto a su masa inicial.

   $SO_2 + O_2 \longrightarrow SO_3$

   $\overline{Ar}$: S = 32; O = 16

   Resolución:

   Balanceando la Rxn:

   inicialmente $\longrightarrow$ 40 g 25 g

   $SO_2 + 1/2\ O_2 \longrightarrow SO_3$

   1 mol 1/2 mol

   64 g 16 g

   4 1 proporción cte.

   $\Rightarrow$ 40 g 10 g O_2 requerido

   O_2: en exceso: 25 − 10 = 15 g

   O_2: % O_2(exc) = $\frac{15}{25}(100)$

   O_2: exceso: 60%

3. Halla el volumen de anhídrido sulfuroso a CN se debe utilizar para obtener 10 mol de ácido pirosulfúrico. $\overline{Ar}$: (S = 32; O = 16; H = 1)

   $2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$

   $2H_2SO_4 + 2SO_3 \longrightarrow 2H_2S_2O_7$

   Resolución:

   Sumando se obtiene la siguiente reacción en la obtención directa de SO_3 a $H_2S_2O_7$.

   $2SO_2 + O_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2H_2S_2O_7$

   2 mol 2 mol

   2(22,4 L)

   x ——— 10 mol

   $x = \frac{(10)(2)(22,4)}{2} = 224\ L$

4. En el proceso Scholler para la obtención de azúcar, produce ($C_6H_{12}O_6$) a partir de la madera en una cantidad igual al 35% de aserrín de madera, a partir de las siguientes reacciones. Hallar la cantidad de libras de goma de butadiino que pueden obtenerse a partir de 2000 lb de aserrín seco.

   $\overline{Ar}$: H = 1; C = 12; O = 16

   $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow C_2H_5OH + CO_2$

   $C_2H_5OH + O_2 \longrightarrow C_2H_4O + H_2O$

   $C_2H_4O + H_2 \longrightarrow C_4H_6 + H_2O$

   Resolución:

   Balanceando cada ecuación. Las reacciones son simultáneas de tal manera que a partir de $C_6H_{12}O_6$ se pueden obtener en forma directa C_4H_6 sumando las reacciones.

   $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$

   $2C_2H_5OH + 1O_2 \longrightarrow 2C_2H_4O + 2H_2O$

   $2C_2H_4O + H_2 \longrightarrow C_4H_6 + 2H_2O$

   $\therefore$ Rxn Global:

   $C_6H_{12}O_6 + O_2 + H_2 \longrightarrow C_4H_6 + 2CO_2 + 4H_2O$

   1 mol-lb 1 mol-lb

   180 lb ——— 54 lb

   $\frac{35}{100}(2000)$ lb ——— x

   $x = \frac{\frac{35}{100}(2000)(54)}{180} = 210\ lb\ (C_4H_6)$

5. Tetracloruro de silicio se produce conforme la reacción:

   $2Cl_2 + C + SiO_2 \rightarrow Cl_4Si + CO$

   Hallar la cantidad de sílicio que se consume cuando se producen 28 gramos de monóxido de carbono.

   $\overline{Ar}$: C = 12; O = 16; Si = 28

   Resolución:

   Sílice: Si O_2

   Reacción: balanceándolo.

   $2Cl_2 + 2C + SiO_2 \longrightarrow Cl_4Si + 2CO$

   1 mol 2 mol

   2(28 g)

   x ——— 28 g

   $x = \frac{28(1)}{2(28)} = \frac{1}{2}$ mol (SiO_2)

6. Al hacer reaccionar una muestra de 200 g de ácido salicílico con suficiente anhídrido acético, para obtener experimentalmente 220 g de ácido acetil salicílico (aspirina) de acuerdo con la ecuación.

$$C_7H_6O_3 + (CH_3CO)_2O \longrightarrow C_9H_8O_4 + CH_3COOH$$

Determinar el rendimiento de la aspirina para la reacción.
Ar: H = 1, C = 12, O = 16

Resolución:

Inicial: 200 g 220 g

$C_7H_6O_3 + (CH_3CO)_2O \longrightarrow C_9H_8O_4 + CH_3COOH$

1mol 1 mol

138 g 180 g

23 ——— 30 prop. cte.

x ——— 220 g

x = 168,6 g (ác. salicílico)

Rendimiento: $n = \frac{168,6}{200}(100) = 84,3\%$

7. Para eliminar el CO_2 exhalado por los astronautas en vuelos cortos pueden utilizarse absorbentes químicos. El Li_2O es uno de los más eficaces. Si la reacción es:

$$Li_2O + CO_2 \longrightarrow Li_2CO_3$$

Determinar el volumen en pie^3 de CO_2 en CN que se absorben por libra de Li_2O.
Dato: Ar: Li = 7, O = 16, C = 12

Resolución:

1 mol-lb ⇒ 359 pie^3 a CN

De la Rxn: $Li_2O + CO_2 \longrightarrow Li_2CO_3$

1 mol-lb 1 mol-lb 1mol-lb

30 lb ——— 359 pie^3

1 lb ——— v

$$V = \frac{359}{30} = 12 \text{ pie}^3$$

8. Hallar el volumen de aire que se necesita para la combustión de 3 litros de C_2H_2 (acetileno) y el volumen de dióxido de carbono (CO_2).
Aire (O_2: 20%; N_2: 80% en volumen)

Resolución:

De la Rxn: $1C_2H_2 + \frac{5}{2}O_2 \longrightarrow 2CO_2 + H_2O$

$1V \text{ ——} \frac{5}{2}V \text{ ——} 2V$

$3\,L \text{ ——} V_{O_2} \text{ ——} V_{CO_2}$

$$V_{O_2} = \frac{3(\frac{5}{2})V}{1V} = 7,5\ L;\quad V_{CO_2} = \frac{3(2)V}{1V} = 6\ L$$

Volumen del aire: V_a: $V_{O_2} = 20\%V_a$

$$V_a = \frac{V_{O_2}}{20}(100) = \frac{7,5\ L}{20}(100) = 37,5\ L$$

9. Para obtener por síntesis 51 g de amoníaco fue necesario emplear 20% en exceso de H_2 y 10% en exceso de nitrógeno. ¿Qué cantidades se han usado de estos compuestos?

Resolución:

$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$

3 mol 2 mol

2(17 g)

n_{H_2} ——— 51 g

$n_{H_2} = 4,5$ moles

con un exceso de 20%, el ingreso de H_2 es 120%

n_{H_2}

$$H_2 = \frac{120}{100}(4,5) = 5,4 \text{ mol } (H_2)$$

10. En la combustión de un hidrocarburo gaseoso parafínico (C_nH_{2n+2}) se produce una contracción de 5/9. Hallar la masa molecular de este hidrocarburo, teniendo presente que el vapor de H_2O producido se condensa rápidamente.

Resolución:

Rxn: No se considera coeficiente del H_2O

$$C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2}O_2 \longrightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O_{(l)}$$

$$S = 1 + \frac{3n+1}{2} = \frac{3(1+n)}{2};\ C = \frac{S-V}{S} \wedge V = n$$

$$\Rightarrow \frac{5}{9} = \frac{\frac{3}{2}(1+n) - n}{\frac{3}{2}(1+n)} \Rightarrow n = 2$$

$\therefore$ HC: C_2H_6; $\overline{M} = 30$

11. Una mezcla formada por: CH_4, C_2H_2 y O_2 ocupa un volumen de 50 mL y se somete a la combustión completa que deja un residuo de 25 mL que no contiene ninguno de los gases de la mezcla original. El agua fue condensada. ¿Qué porcentaje en volumen había del oxígeno?

Resolución:

Mezcla: CH_4, C_2H_2, O_2: 50 ml

CH_4: $CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O_{(l)}$

x cm^3 1 V 2 V V

Rxn x 2x x

C_2H_2: $C_2H_2 + \frac{5}{2}O_2 \longrightarrow 2CO_2 + H_2O_{(l)}$

y cm^3 1 V $\frac{5}{2}$ V 2 V

Rxn y ——— y ——— 2y

Dato: CO_2 : $x + 2y = 25$ ...(α)

Mezcla: $x + y + \underbrace{2x + \frac{5}{2}y}_{O_2} = 50$ ...(β)

De α y β: x = 5; y = 10

⇒ O_2: $2x + \frac{5}{2}y = 35$ ml ⇒ $\%O_2 = \frac{35}{50}(100) = 70\%$

12. Se hace pasar una mezcla de CH_4 y C_2H_4 sobre CuO al rojo y recogemos 0,6 g de H_2O y 1,185 g de CO_2. Determinar la composición de la mezcla si la combustión fue completa.

Resolución:

Aplicando ley de Proust o proporciones constantes.

Se obtiene: $n_{H_2O} = \frac{0,6}{18} = 0,033$ mol

$nCO_2 = \frac{1,185}{44} = 0,027$ mol

Rxn: CH_4: $CH_4 + 2O_2 \longrightarrow 1CO_2 + 2H_2O$

x mol: 1 mol — 1 mol — 2 mol

x — x — −2x

C_2H_4: $C_2H_4 + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 2H_2O$

y mol: 1 mol — 2 mol — 2 mol

y — 2y — −2y

CO_2: $x + 2y = 0,027$ ...(α)

H_2O: $2x + 2y = 0,033$ ...(β)

De (α) y (β):

$x = 0,006 \longrightarrow 36,3\%\ CH_4$

$y = \underline{0,0105} \longrightarrow 63,7\%\ C_2H_4$

Total = 0,0165

MASA EQUIVALENTE (m_{eq})

Es la masa estándar de combinación que permite determinar la capacidad de combinación de las masas de diferentes especies químicas. Para determinar la masa equivalente se toma como referencia:

La cantidad en masa de una sustancia que se combina, libera o desplaza a 1 unidad en masa de hidrógeno u 8 unidades en masa de oxigeno o 35,5 unidades en masa de cloro.

Ejemplos:

1. Hallar la m_{eq} de una sustancia, si 69 g de él se combinan con 3 g de hidrógeno.

Resolución:

$69\ g_{(s)}$ — $3\ g\ H$ $\longrightarrow m_{eq} = 23$

$m_{eq(s)}$ — $1g\ H$

$\Rightarrow m_{eq} = 23$

2. Determinar la m_{eq} de una sustancia si 87 lb de él se combinan con 64 lb de oxígeno.

Resolución:

$87\ lb_{(s)}$ — $64\ lb(O) \longrightarrow m_{eq(s)} = 10,8$

$m_{eq(s)}$ — 8

Determinación de la masa equivalente

Elemento: $$m_{eq(E)} = \frac{\overline{Ar}_{(E)}}{|EO|}$$

Donde:

$\overline{m}_{eq}$: masa equivalente

$\overline{Ar}$: masa atómica

|EO|: valor absoluto del EO

Grupo	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
|EO|	1	2	3	4	3	2	1

Ejemplos:

- $m_{eq}(Ca) = 40/2 = 20$
- $m_{eq}(Al) = 27/3 = 9$
- $m_{eq}(Cl) = 35,5/1 = 35,5$
- $m_{eq}(O) = 16/2 = 8$
- $m_{eq}(H) = 1/1 = 1$
- $m_{eq}(N) = 14/3 = 4,66$
- $m_{eq}(S) = 32/2 = 16$
- $m_{eq}(C) = 12/4 = 3$

Compuestos:

$$m_{eq(c)} = \frac{\overline{M}_{(c)}}{\theta}$$

$\overline{M}$: Masa molecular del compuesto

θ: Parámetro del compuesto

Compuesto	θ
Óxido	Carga total del O
Ácido	n.° de H_S sustituibles
Base	n.° de $(OH)_S$
Sal	Carga total del catión o anión

Ejemplos:

Óxido

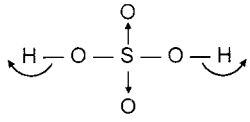
1. SO_3: $\overline{M} = 80$

$SO_3^{2-} \Rightarrow \theta = 6$

$m_{eq}(SO_3) = 80/6 = 13,33$

Ácido

2. H_2SO_4: $\overline{M} = 98$



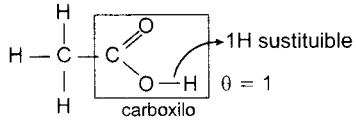
Tiene 2 átomos de H sustituibles.

Suponiendo que se sustituyen los 2H. (θ = 2)

$m_{eq}(H_2SO_4) = \frac{98}{2} = 49$

Ácidos orgánicos

3. CH_3COOH: $\overline{M} = 60$



$m_{eq}(CH_3COOH)$: $\frac{60}{1} = 60$

4. $COOH \longrightarrow COOH$: $\overline{M} = 90$ (θ = 2)

$m_{eq}(COOOH—COOH) = \frac{90}{2} = 45$

Sal

5. $Ca_3(PO_4)_2$: $\overline{M} = 310$

   $\overset{2+}{Ca}_3(PO_4)_2 \Rightarrow \theta = 6$

   $m_{eq}[Ca_3(PO_4)_2] = \frac{310}{6} = 51{,}66$

6. $FeCl_3$: $\overline{M} = 162{,}5$

   $FeCl_3^- \Rightarrow \theta = 3$

   $m_{eq}(FeCl_3) = \frac{162{,}5}{3} = 54{,}16$

Base o hidróxido

7. $Ca(OH)_2$: $\overline{M} = 74 \wedge \theta = 2$ pues $(2OH^-)$

   $m_{eq}[Ca(OH)_2] = \frac{74}{2} = 37$

Ión

$$m_{eq} = \frac{\overline{M}_{ión}}{|\text{carga ión}|}$$

8. SO_4^{2-}: $\overline{M} = 96 \wedge \theta = 2$

   $m_{eq}(SO_4^{2-}) = \frac{96}{2} = 48$

9. NH_4^+: $\overline{M} = 18 \wedge \theta = 1$

   $m_{eq}(NH_4^+) = \frac{18}{1} = 18$

10. OH^-: $M = 17 \wedge \theta = 1$

    $m_{eq}(OH^-) = \frac{17}{1} = 17$

Óxido - reducción

Ejemplos:

Rxn:

$$m_{eq}^{\text{AG.OXID.}}_{\text{AG.RED.}} = \frac{\overline{M}}{\text{n.° } e_s^- \text{ transferidos}}$$

1. $\overset{-2}{H_2S} + \overset{+5}{HNO_3} \longrightarrow \overset{0}{NO} + S + H_2O$

   $(-2) - (0) = -2e^-$

   reductor

   oxidante

   $(+5) - (+2) = +3e^-$

   oxidante: HNO_3; $m_{eq} = \frac{63}{\text{n.° } e_s^- \text{ ganados}} = \frac{63}{3} = 21$

   Reductor: H_2S; $m_{eq} = \frac{34}{\text{n.° } e_s^- \text{ perdidos}} = \frac{34}{2} = 17$

2. Hallar la masa equivalente del permanganato de potasio ($KMnO_4$) en la siguiente reacción de óxido-reducción:

   $\overline{M}$: $KMnO_4 = 158$; $Fe = 56$

Resolución:

$(+2) - (+3) = -1e^-$

$\overset{+7}{MnO_4^-} + Fe^{2-} \longrightarrow Fe^{+3} + Mn^{2+}$

$(+7) - (+2) = +5e^-$

$$m_{eq(KMnO_4)} = \frac{\overline{M}_{KMnO_4}}{e_s^- \text{ ganados}} = \frac{158}{5} = 31{,}6$$

$$m_{eq(Fe)} = \frac{\overline{A}r(Fe)}{e_s^- \text{perdidos}} = \frac{56}{1} = 56$$

◀ EQUIVALENTE GRAMO (1 Eq)

Es la masa en gramos de una sustancia cuyo valor numérico es igual a su masa equivalente.

$$1\ Eq = m_{eq}\ (\text{gramos})$$

Ejemplos:

1 Eq(O) = 8 g
1 Eq(H) = 1 g
1 Eq(H_2SO_4) = 49 g
1 Eq(SO_3) = 13,333 g

Número de equivalentes-gramos (n.° Eq)

$$\text{n.° Eq} = \frac{m}{m_{eq}} \quad \vee \quad \text{n.° Eq} = n\theta$$

n: número de moles
θ: parámetro del compuesto

Aplicaciones:

1. La masa equivalente de un compuesto es igual a la suma de las masas equivalentes de sus elementos.
   - $m_{eq}(CaO) = m_{eq}(Ca) + m_{eq}(O)$
     $m_{eq}(CaO) = 20 + 8 = 28$
   - $m_{eq}(HCl) = m_{eq}(H) + m_{eq}(Cl)$
     $m_{eq}(HCl) = 1 + 35{,}5$
     $m_{eq}(HCl) = 36{,}5$
   - $m_{eq}[Ca(OH)_2] = m_{eq}(Ca) + m_{eq}(OH^-)$
     $m_{eq}[Ca(OH)_2] = 20 + 17$
     $m_{eq}[Ca(OH)_2] = 37$
   - $m_{eq}(H_2SO_4) = m_{eq}(H) + m_{eq}(SO_4^{2-})$
     $m_{eq}(H_2SO_4) = 1 + 48$
     $m_{eq}(H_2SO_4) = 49$
   - $m_{eq}[Al_2(SO_4)_3] = m_{eq}(Al) + m_{eq}(SO_4^{2-})$
     $m_{eq}[Al_2(SO_4)_3] = 9 + 48$
     $m_{eq}[Al_2(SO_4)_3] = 57$

2. **Ley general de combinación química**
   Para muchas reacciones o combinaciones químicas las sustancias contienen igual número de equivalentes gramos.

Sea la Rxn: $A + B \rightarrow C + D$

$$\boxed{\text{n.° Eq(A)} = \text{n.° Eq(B)} = \text{n.° Eq(C)} = \text{n.°Eq(D)}}$$

Ejemplo:

	$2Ca$	$+ \quad \frac{1}{2}O_2$	$\rightarrow \quad 2CaO$
masa	80	32	112
m_{eq}	20	8	28
n.° Eq	$\frac{80}{20}$	$\frac{32}{8}$	$\frac{112}{28}$
	4 Eq	4 Eq	4 Eq

3. Determinación de masas atómicas

a. Exacta de los elementos
Usar aplicación (2)

b. Ley de Dulong y Petit

$$\boxed{\overline{Ar}_{(E)}ce \approx 6,3}$$

$\overline{Ar}$(E): masa atómica aproximada
ce: calor específico

Donde: $ce = \frac{Q}{m\Delta T}$

Q: cantidad de calor
m: masa
Δt: variación de temperatura
1 BTU = 242 calorías

Ejemplos:

1. Se necesitan 200 calorías para que 500 g de un cuerpo eleve su temperatura desde 20 °C hasta 25 °C. Determinar la masa atómica de esta sustancia.

Resolución:

Q= 200 calorías
m = 500 g
$\Delta T = 25 - 20 = 5$ °C

$$ce = \frac{Q}{m\Delta T} = \frac{200}{500(5)} = 0,08$$

Por Dulong y Petit:

$$\overline{Ar}_{(S)}ce \approx 6,3 \Rightarrow \overline{Ar}_{(S)} = \frac{6,3}{ce} = \frac{6,3}{0,08} = 78,75$$

2. Si 42 lb de una sustancia se combinan con 3 mol de átomos lb de oxígeno, ¿cuál es la masa equivalente de dicha sustancia?

Resolución:

42 lb (S) — 3 mol átomo lb(O) / 3(16) lb

m_{eq}(S) — 8

$$m_{eq}(S) = 8\left[\frac{42}{3(16)}\right] = 7$$

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Hallar el volumen de cloro medido a 20 °C y presión 879 mmHg que podremos obtener al hacer reaccionar 31,6 g de permanganato potásico $KMnO_4$, con un exceso de ácido clorhídrico concentrado.
$KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_3 + H_2O$
$\overline{Ar}$: (Mn = 55; K = 39; O = 16; Cl = 35,5)

Resolución:

Para: Cl_2: P = 879 mmHg; T = 20 °C = 293 °K
n: lo hallamos por estequiometría. R = 62,4
Aplicamos: ec. universal: (PV = nRT) ...(α)
De la reacción balanceada:

$$KMnO_4 + 8HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + \frac{5}{2}Cl_2 + 4H_2O$$

1 mol — $\frac{5}{2}$ mol
158 g

36,5 g — nCl_2

$n_{Cl_2} = 0,5$ mol

En α: $V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,5(62,4)(293)}{879} = 10,4$ L

2. Se tiene CO_2 en un recipiente cerrado herméticamente a 427 °C y 10 atm de presión. Al calentar hasta la temperatura de 1127 °C, la presión aumenta hasta 22,5 atm. Produciéndose la siguiente reacción:
$2CO_2 \rightarrow 2CO + O_2$
Determinar el porcentaje molar de CO_2 que no se ha transformado.

Resolución:

Inicial CO_2	Total (mezcla)
T = 427 °C (700 K)	T = 1127 °C = 1400 K
P = 10 atm	P = 22,5 atm

Volumen constante V.
Por la ecuación universal (PV = nRT)

$$n_{CO_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{10\,V}{R(700)} \qquad ...(\alpha)$$

$$n_T = \frac{22,5\,V}{R(1400)} \qquad ...(\beta)$$

Dividendo (α) y (β): $\frac{n_{CO_2}}{n_T} = \frac{8}{9} \Rightarrow n_T = \frac{9}{8}n_{CO_2}$ ...(γ)

De la reacción química

	$2CO_2 \rightarrow$	$2CO$	$+ O_2$
Inicial:	n_{CO_2}	O	O
Reacciona:	x	x	x/2
Queda:	$n_{CO_2} - x$	x	x/2

$nT = n_{CO_2} - x + x + \frac{x}{2} = n_{CO_2} + x/2$

De ec. (γ): $\frac{9}{8}n_{CO_2} = n_{CO_2} + \frac{x}{2} \Rightarrow x = \frac{1}{4}n_{CO_2}$

CO_2 (sin reaccionar) $n_{CO_2} - x = n_{CO_2} - \frac{1}{4}n_{CO_2}$

$\Rightarrow$ CO_2: (sin reaccionar) $\frac{3}{4}n_{CO_2}$

$$\%\ \text{molar}\ CO_2\ \text{sin reaccionar} = \frac{n_{CO_2}}{n_T}(100)$$

$$\%\ \text{molar}\ CO_2\ \text{sin reaccionar} = \frac{\frac{3}{4}n_{CO_2}}{\frac{9}{8}n_{CO_2}}(100)$$

$\therefore$ % molar CO_2 sin reaccionar = 66,7%

3. Calcular la masa de cal viva al 80% de pureza que puede prepararse calentando 200 lb de caliza con una pureza del 95% de $CaCO_3$.

Resolución:

$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

1 mol-lb 1 mol-lb

100 lb ——— 56 lb

$\frac{95}{100}(200)$ lb ——— x lb

x = 106,4 lb (CaO)

Por dato: cal viva contiene 80% CaO pura:

$m_{CaO} = \frac{80}{100}m_{cal\ viva}$

$m_{cal} = \frac{100}{80}m_{CaO} = \frac{100}{80}(106,4)$ lb

m_{cal} = 133,0 lb

4. Determinar el volumen desprendido de H_2 a 0 °C y 8 atm, que se obtiene al reaccionar 4 mol átomos Zn con H_2CO_3.

$$Zn_{(s)} + H_2CO_3 \longrightarrow ZnCO_3 + H_{2(g)}$$

$\overline{Ar}$: Zn = 65; C = 12; O = 16

Resolución:

De la ecuación estequiométrica, hallamos las moles de H_2; luego aplicamos la ecuación universal para determinar el volumen.

$$1Zn + H_2CO_3 \longrightarrow ZnCO_3 + H_2$$

1 mol átomos ——— 1 mol

4 mol átomos ——— n_{H_2}

$n_{H_2} = \frac{4(1)}{1} = 4$ mol

$\Rightarrow$ P = 8 atm; T = 273 K; R = 0,082

Por la ec. universal: PV = nRT

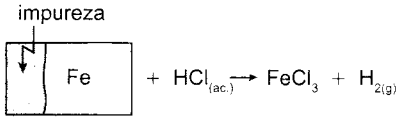
$V = \frac{nRT}{P} = \frac{4(0,082)(273)}{8} = 11,2$ L

5. Calcular el % de pureza de un mineral de Fe. Si una muestra de 500 g del mineral impuro produce 12 g de hidrógeno según la siguiente reacción:

Rxn: $Fe_{(s)} + HCl_{(ac.)} \longrightarrow FeCl_3 + H_{2(g)}$

$\overline{Ar}$: Fe = 56; Cl = 35,5

Resolución:



m_M = 500 g

$$\text{Pureza} = \frac{m_{\text{sustancia pura}}}{m_M}(100) \qquad ...(\alpha)$$

$Fe_{(s)} + 3HCl_{(ac.)} \longrightarrow FeCl_3 + \frac{3}{2}H_2$

1 mol $\frac{3}{2}$ mol

56 ——— $\frac{3}{2}(2)$

m_{Fe} ——— 12 g

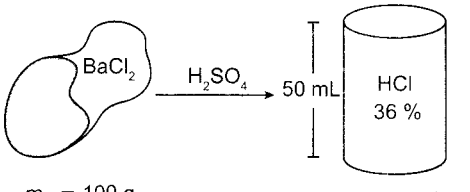
m_{Fe} = 224 g, esto está contenido en la muestra

En (α): Pureza: $\frac{224}{500}(100) = 44,8\%$

6. Determinar el porcentaje de impureza que contienen 100 g de cloruro de bario si al reaccionar con H_2SO_4 produce 50 mL de HCl con 36% de pureza y una densidad de 1,18 g/mL.

$\overline{Ar}$: (Ba = 137, Cl = 35,5)

Resolución:



m_M = 100 g D = 1,18 g/mL

$m_{sol.} = 1,18(50) = 59$ g

$m_{HCl} = \frac{36}{100}(59) = 21,24$ g

Rxn: $1BaCl_2 + 1H_2SO_4 \longrightarrow 2HCl + 1BaSO_4$

1 mol 2 mol

208 g ——— 2(36,5) g

m ——— 21,24 g

$m = \frac{21,24}{2(36,5)}(208) = 60,5$ g ($BaCl_2$)

De la muestra:

impureza: 100 − 60,5 = 39,5 g

% impureza = $\frac{39,5}{100}(100) = 39,5\%$

7. Para preparar H_2SO_4 son necesarios las siguientes reacciones simultáneas, a partir de la pirita:

$FeS_2 + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2$

$SO_2 + O_2 \longrightarrow SO_3$

$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

Calcular la masa de H_2SO_4 al 60% de pureza que se obtendrá si se tratan 200 kg de pirita con 80% de pureza. La eficiencia del proceso es de 95%

Ar: S = 32 ; Fe = 56; O = 16

Resolución:

Balanceando las Rxns y obtención de la reacción global:

$2FeS_2 + \frac{11}{2}O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2$

$4SO_2 + 2O_2 \longrightarrow 4SO_3$ (+)

$4SO_3 + 4H_2O \longrightarrow 4H_2SO_4$

$2FeS_2 + \frac{15}{2}O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + 4H_2SO_4$

2 mol — 4 mol

2(120) — 4(98)

$\frac{80}{100}(200)$ kg — m_{puro}

m = 261,3 kg (H_2SO_4) puro

Solución de H_2SO_4: H_2SO_4: 60%; H_2O: 40%

$m_{H_2SO_4} = \frac{60}{100}$ m solución

$m_{solución} = \frac{100}{60}m_{H_2SO_4} = \frac{100}{60}(261,3)$ kg

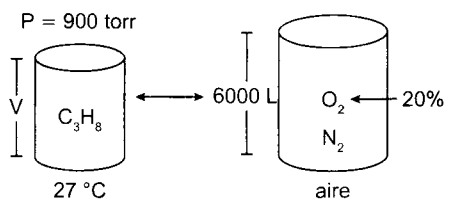
$m_{solución} = 435,5$ kg

Eficiencia 95%:

$\therefore m_{\substack{solución \\ H_2SO_4 \\ real}} = \frac{95}{100}(435,5) = 413,72$ kg

8. Determinar el volumen de gas propano (C_3H_8) a 27 °C y 900 torr se podrán combustionar a partir de 6000 L de aire que se encuentra al 127 °C y 800 torr. Dato: aire (O_2: 20%; N_2: 80% en volumen).

Resolución:



$V_{O_2} = \frac{20}{100}V_{aire} = \frac{20}{100}(6000) \Rightarrow V_{O_2} = 1200$ L

De la Rxn: $1C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

1 V — 5 V

$V_{C_3H_8}$ — 1200 L

$V_{C_3H_8} = \frac{1200(1V)}{5V} = 240$ L a 127 °C; 800 torr

En las condiciones: para el gas propano (C_3H_8).

inicial	final
$V_i = 240$ L	$V_f = V$
$P_i = 800$ torr	$P_f = 900$ torr
$T_i = 127$ °C = 400 K	$T_f = 27$ °C = 300 K

Por la ley general de los gases ideales:

$\frac{P_iV_i}{T_i} = \frac{P_fV_f}{T_f} \Rightarrow V = \frac{800(240)(300)}{900(400)}$

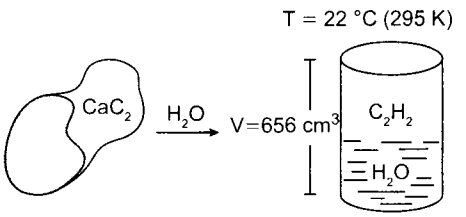
$\therefore V = 160$ L (C_3H_8)

9. Calcular la pureza de una muestra de carburo de calcio, sabiendo que al tratar 2,056 g de carburo son agua se obtienen 656 cm^3 de acetileno, recogido sobre agua a 22 °C y 780 mmHg.

Dato: $p^{22\,°C}_{H_2O} = 19,9$ mmHg

Ar: C = 12; Ca = 40; H = 1; O = 16

Resolución:



Asumiendo: gas saturado Hr = 100%

$P_{H_2O} = P^C_{H_2O} = 19,8$ mmHg

Por Dalton: $P_T = P_{gas} + P_{H_2O}$

$P_{gas\ seco} = 780 - 19,8 = 760,2$ ...(C_2H_2)

Hallando: n de la ec. universal: (PV = nRT)

C_2H_2: $n = \frac{PV}{RT} = \frac{760,2(0,656)}{62,4(295)} = 0,027$ moles

De la reacción:

$CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$

1 mol — 1 mol

64

m_{CaC_2} — 0,027 mol

$m_{CaC_2} = 1,73$ g (puro)

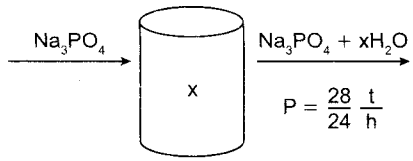
$\text{Pureza} = \frac{m_{CaC_2}}{m_M}(100) = \frac{1,73}{2,056}(100)$

Pureza = 84,2% (CaC_2)

10. El fosfato trisódico se coloca en un cristalizador, obteniéndose una producción de 28 t cada 24 horas de la sal cristalizada. ¿Cuántas horas se denotará la cristalización en dicho equipo de una cantidad de fosfato trisódico que se obtiene de una reacción de neutralización completa entre 9400 kg de ácido fosfórico y 6000 kg de hidróxido de sodio?

Ar: H = 1; P = 31; O = 16; Na = 23

Resolución:



$m_{H_3PO_4} = 9{,}4$ t; $m_{NaOH} = 6{,}0$ t

Rxn de neutralización:

$1H_3PO_4 + 3NaOH \longrightarrow 1Na_3PO_4 + 3H_2O$

1 mol-t 3 mol-t

98 ——— 120: H_3PO_4: exceso

x ——— 6: NaOH: reactivo limitante

$x = 4{,}9$ t (H_3PO_4) $\Rightarrow$ exceso: $9{,}4 - 4{,}9 = 4{,}5$ t

Obtención de Na_3PO_4:

3 mol(NaOH) ——— 1 mol(Na_3PO_4)

120 164

6 ——— x

$x = 8{,}2$ t (Na_3PO_4)

$\therefore t_{(Cristal)} = \frac{x}{p} = \frac{8{,}2}{\frac{28}{24}} = 7{,}0$ h

11. En un balón de 3 litros de capacidad se hallan hidrógeno y oxígeno a 314 torr, cada uno de ellos y a 27 °C. Una chispa provoca la reacción entre O_2 y H_2. Determinar la presión total en torr. Después de la reacción suponiendo que la temperatura no varía. $P_{H_2O}^{27°C} = 27$ torr

Resolución:

De la ecuación universal (PV = nRT) como V y T no varían, las moles son directamente proporcional a la presión parcial.

Proporción de moles es igual proporción en presiones parciales.

$2H_2 + 1O_2 \longrightarrow 2H_2O$

2 P ——— 1 p (proporción constante)

314 torr ——— 157

O_2 (exceso): $314 - 157 = 157$ torr

H_2O: a 27 °C se condensa

Presión de vapor $H_2O = 27$ torr

$P_T = 157 + 27 = 184$ torr

12. En un recipiente revestido de platino se tiene O_2, C_2H_4, e H_2 con una presión total de 72 mmHg, luego de efectuado solo la reacción de reducción la presión total es 54 mmHg a temperatura constante, la presión parcial de O_2 inicial es de 20 mmHg. Determinar la fracción de las moléculas de la mezcla $C_2H_4 + H_2$ que era C_2H_4.

Dato: $n_{C_2H_4} < n_{H_2}$

Resolución:

inicial

O_2, C_2H_4, H_2 ← p = 20 mmHg

$\therefore P_{C_2H_4} + P_{H_2} + \overbrace{P_{O_2}}^{20} = 72$

$\therefore P_{C_2H_4} + P_{H_2} = 52$ mmHg ...(α)

Como el V, T no varían las moles son proporcionales a la presión parcial.

$PV = nRT$

Proporción en moles es igual a proporción de presiones parciales.

Del dato: $n_{H_2} > n_{C_2H_4} \Rightarrow P_{H_2} > P_{C_2H_4}$

Reacción reducción: $P_T = 54$ mmHg

	C_2H_4	+ H_2	$\longrightarrow$ C_2H_6
inicio	$P_{C_2H_4}$	P_{H_2}	0
Rxn	$P_{C_2H_4}$	$P_{C_2H_4}$	$P_{C_2H_4}$
final	0	$\underbrace{P_{H_2} - P_{C_2H_4}}_{H_2 \text{ en exceso}}$	$P_{C_2H_4}$

Al final queda: O_2; H_2; C_2H_4

$\underbrace{P_{O_2}}_{20 \text{ mmHg}} + P_{H_2} + P_{C_2H_4} + P_{C_2H_4} = 54$ mmHg

$P_{H_2} = 34$ mmHg

En (α): $P_{C_2H_4} = 18$ mmHg

$\therefore$ Fracción: $\frac{P_{C_2H_4}}{P_{C_2H_4} + P_{H_2}} = \frac{18}{52} = \frac{9}{26}$

13. Una mezcla de propano (C_3H_8) y butano (C_4H_{10}) ocupan un cierto volumen a la presión total de 16 cmHg. La mezcla se quema con suficiente cantidad de oxígeno. El CO_2 producido tiene presión de 60 cmHg a igual volumen. Hallar la fracción de propano en la mezcla.

Resolución:

Como el volumen y la temperatura no varían; las moles de cada gas es proporcional a la presión parcial.

$PV = nRT$

La proporción constante de moles es igual que la de presiones parciales.

C_3H_8: $C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

P_{cmHg} 1 p 5 p 3 p

C_4H_{10}: $C_4H_{10} + \frac{13}{2}O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 5H_2O$

(16 - p) cm (16 - p) 4(16 - p)

Dato CO_2: $3p + 4(16 - p) = 60 \Rightarrow p = 4$ cmHg

$\therefore$ Fracción: $C_3H_8 = \frac{4}{16} = \frac{1}{4}$

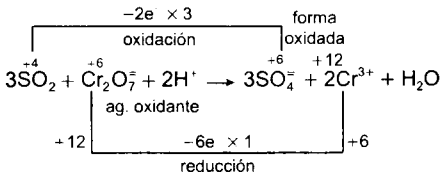
14. A partir de la siguiente reacción de óxido-reducción en medio ácido:

$SO_2 + Cr_2O_7^{=} \longrightarrow SO_4^{=} + Cr^{+3}$

¿Cuántas moles del agente oxidante reaccionarán para formar 0,75 moles de la forma oxidada?

Resolución:

Balanceando: Por redox. medio ácido:



Estequiometría:

1 mol ——— 3 mol
x ——— 0, 75 mol

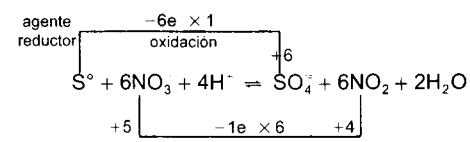
$$\therefore x = \frac{0,75(1)}{3} = 0,25 \text{ mol (ag. oxidante) } Cr_2O_7^{=}$$

15. A partir de la siguiente reacción de óxido-reducción en medio ácido.

$$S + NO_3^- \rightleftharpoons SO_4^{=} + NO_2$$

Calcular, ¿Cuántos litros de dióxido de nitrógeno gaseoso en CN se formarán al actuar 0,15 moles del agente reductor?

Resolución:



1 mol (S) ——— 6 mol (NO_2)
0,15 mol (S) ——— x

$$x = \frac{0,15(6)(22,4)}{1} = 20,16 \text{ L } (NO_2)$$

16 Calcular la m_{eq} de cierta sustancia sabiendo que 60 g de ella se combinan con 10^{23} átomos de cierto elemento divalente.

Resolución:

Condición reacción:

$$n.^\circ Eq(X) = n^\circ Eq(Y) \Rightarrow \frac{m_X}{m_{eq(X)}} = \frac{m_{(Y)}}{m_{eq(Y)}}$$

$$\frac{60}{m_{eq(x)}} = \frac{10^{23}\text{átomos}\left(\dfrac{\overline{Ar}_{(Y)}}{6,0\times10^{23}\text{átomos}}\right)}{\dfrac{\overline{Ar}_{(Y)}}{2}}$$

$$\therefore m_{eq}(X) = 180$$

17. La m_{eq} de un cloruro metálico es el doble de la m_{eq} del metal.

Resolución:

Cloruro metálico: MClx
Condición:
$m_{eq}(MClx) = 2m_{eq}(CaO)$

$$\underbrace{m_{eq}(M) + m_{eq(Cl)}}_{35,5} = 2\frac{56}{2} \quad \therefore m_{eq}(M) = 20,5$$

18. Al pasar oxígeno por 8 g de un metal, sufre un aumento de masa en 16 g. Calcular la $\overline{Ar}$ exacta del metal, sabiendo que forma un compuesto cuya fórmula es $X(NO_3)_3$.

Resolución:

X = metal; $m_{(X)} = 8$ g; $m_{(O)} = 16$ g
$X(NO_3)_3 = |EO| = 3$; $m_{eq} = 8$

n.° Eq(X) = n.° Eq(O)

$$\frac{m_{(X)}}{m_{eq(X)}} = \frac{m_{(O)}}{m_{eq(O)}} \Rightarrow \frac{8}{\frac{\overline{Ar}_{(X)}}{3}} = \frac{16}{8} \quad \therefore \overline{Ar}_{(X)} = 12$$

19. Calcular la $\overline{Ar}$ exacta de un metal ce = 0,123. Se sabe que un óxido contiene 68% de ese metal.

Resolución:

ce(M) = 0,123

Por Dulog y Petit:

$$\overline{Ar} \approx \frac{6,3}{c.e.} \approx \frac{6,3}{0,123} \Rightarrow \overline{Ar} = 51,2 \quad ...(\alpha)$$

Formación del óxido:

$M + O_2 \longrightarrow M_2O_x$ (68% M; 32% O)

Asumiendo: 100 g del óxido
$\Rightarrow m_M = 68$ g; $m_O = 32$ g

Condición Rxn: n.° Eq(M) = n.° Eq(O)

$$\frac{68}{m_{eq(M)}} = \frac{32}{8} \Rightarrow m_{eq(M)} = 17$$

$$m_{eq} = \frac{\overline{Ar}}{|EO|} \quad ...(\beta)$$

Pero:

$$|EO| = \frac{\overline{Ar}}{m_{eq}} = \frac{51,2}{17} \Rightarrow |EO| = 3 \text{ valor entero}$$

De (β): $\overline{Ar}$ (exacto) = m_{eq} |EO| ⇒ 17(3)

$$\overline{Ar}_{(exacto)} = 51$$

20. El ce antimonio es 0,05 cal/g °C. Un compuesto contiene 97,6% Sb y 2,4% H. Calcular la masa atómica exacta del metal y la fórmula del compuesto.

Resolución:

Por Dulong y Petit: $\overline{Ar} \approx \frac{6,3}{0,05} \approx 126$ ...(α)

Compuesto: Sb: 97,6%; H: 2,4%
Condición: n.° Eq (Sb) = n.° Eq(H)

$$\frac{97,6}{m_{eq(Sb)}} = \frac{2,4}{1} \Rightarrow m_{(eq)}(Sb) = 40,66$$

$$\frac{\overline{Ar}_{(Sb)}}{NO} = 40,66 \quad ...(\beta)$$

Reemplazando (α) en (β):

$$EO \text{ o } NO = \frac{126}{40,66} = 3 \text{ valor entero}$$

En (β): $\overline{Ar}(Sb) = 40,66(3) \Rightarrow Ar(Sb) = 121,98$

Fórmula: SbH_3 estibina

21. Se tiene una mezcla de limaduras de magnesio y otro metal no atacable con el ácido clorhídrico; si al tratar 100 g de la mezcla con exceso de HCl se producen 56 L de hidrógeno, medidos a 0 °C y 1 atm, calcular el % en masa de Mg en la mezcla.
$\overline{Ar}$: Mg = 24; Cl = 35,5; H = 1.

Resolución:

$$\%Mg = \frac{m_{Hg}}{100}(100) \qquad ...(\alpha)$$

CN: P = 1 atm, T = 0 °C

Mezcla: $\underbrace{\underbrace{Mg}_{m} + \underbrace{M}_{x}}_{100\ g} + HCl \longrightarrow ... + \underbrace{H_{2(g)}}_{56\ L\ (CN)}$

Hallando m_{H_2}:

$$m = \frac{Vg}{Vm}\overline{M} = \frac{56}{22,4}(2) = 5\ g$$

Condición Rxn:

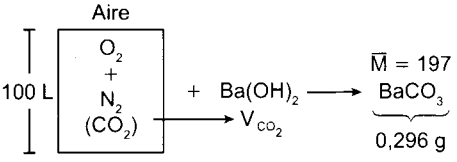
n.° $Eq_{(Mg)}$ = n.° $Eq_{(H_2)}$

$$\frac{m_{Mg}}{m_{eq(Mg)}} = \frac{m_{H_2}}{m_{eq(H_2)}} \Rightarrow \frac{m_{Mg}}{\frac{24}{2}} = \frac{5}{\frac{1}{1}} \qquad m_{Mg} = 60\ g$$

$\therefore$ En α: % Mg $= \frac{60}{100}(100) = 60\%$

22. Se hace 100 L de aire a 20°C, 740 Torr, a través de una disolución de hidróxido bárico se precipitan 0,296 g de carbonato bárico. Calcular el % en volumen del CO_2 en el aire.
$\overline{Ar}$: Ba = 137; C = 12; O = 16

Resolución:



P = 740 torr

T = 20 °C = 293 K

$$\%V_{CO_2} = \frac{V_{CO_2}}{100}(100) \qquad ...(\alpha)$$

Para el aire: Aplicando ec. universal: PV = nRT

$$n_T = \frac{PV}{RT} = \frac{740(100)}{62,4(293)} = 4,047 \qquad \text{(aire)}$$

De la mezcla de gases: $\%V_i = \%n_i$

$$\%V_{CO_2} = \%n_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_T}(100) \qquad ...(\beta)$$

De la Rxn: n.° $Eq(CO_2)$ = n.° $Eq(BaCO_3)$

$$n_{CO_2}\theta = \frac{m_{BaCO_3}}{m_{eqBaCO_3}} \Rightarrow 4n_{CO_2} = \frac{0,296}{\frac{197}{2}}$$

$nCO_2 = 7,51 \times 10^{-4}$

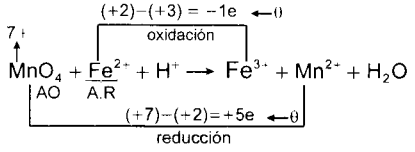
$\therefore$ En (β): $\%V_{CO_2} = \frac{7,51 \times 10^{-4}}{4,047}(100) = 0,018\%$

23. Hallar la masa de $FeSO_4$ que se combina con 15,8 g de $KMnO_4$ en medio ácido, según la reacción.

$$MnO_4^- + Fe^{2+} + H^+ \longrightarrow Fe^{3+} + Mn^{2+} + H_2O$$

Resolución:

$\overline{Ar}$: Mn = 55; Fe = 56; O = 16; K = 39; S = 32



$KMnO_4$: A.O: $\overline{M}$ = 158; θ = 5

$FeSO_4$: A.R: $\overline{M}$ = 152; θ = 1

n.° Eq ($KMnO_4$) = n.° Eq($FeSO_4$)

$$\frac{m_{A.O.}}{m_{eqA.O.}} = \frac{m_{A.R.}}{m_{eqA.R.}} \Rightarrow \frac{15,8}{\frac{158}{5}} = \frac{m_{FeSO_4}}{\frac{152}{1}}$$

$\therefore$ m = 76 g ($FeSO_4$)

24. Un elemento de valencia única forma un óxido de molécula pentatómica, si 15 g de este elemento se combinan con 0,5 equivalente gramo de oxígeno. Calcular la masa atómica del elemento.

Resolución:

$\underbrace{X_2O_3}_{\text{molécula pentatómica}}$ $\qquad |EO|_{(x)} = 3$

n.° Eq(X) = n.° Eq(O) $\Rightarrow \frac{m_{(x)}}{M_{eq(x)}} = \frac{m_{(O)}}{m_{eq(O)}}$

$m_{(X)}$ = 15 g; n.° Eq(O) = 0,5 eq

$$\frac{15}{\overline{Ar}_{(X)}/3} = 0.5 \qquad \therefore \overline{Ar}_{(x)} = 90$$

25. Cierto metal forma dos cloruros que contienen respectivamente 85,2% y 65,8% del metal. ¿En estos compuestos qué ley se cumple? ¿Cuál es la fórmula del segundo cloruro? ¿Cuál es la masa atómica del metal? ¿Es posible otra fórmula?
$\overline{Ar}$: Cl = 35,5

Resolución:

Ley de Dalton:

	M	Cl
Cloruro 1	85,22	14,8
Cloruro 2	65,8	34,2

Cl

14,8(1)

$\underbrace{14,8(3)}_{44,4}$

Cloruro 2:

65,8 ——— 34,2

85,2 ——— x $\qquad \Rightarrow x = \frac{85,2(34,2)}{65,8} = 44,3$

Los cloruros:

Cloruro 1: MCl $\qquad$ EO(M) = 1^+

Cloruro 2: MCl_3 $\qquad$ EO(M) = 3^+

Hallando $\overline{Ar}_{(M)}$: (1.° cloruro)

$85{,}2_{(M)}$ ——— 14,8 Cl

$m_{eq(M)}$ ——— 35,5

$$m_{eq(M)} = 204{,}36 \Rightarrow \frac{\overline{Ar}_{(M)}}{1} = 204{,}36$$

$$\therefore \overline{Ar}_{(M)} = 204{,}36$$

26. Se disuelve una muestra de plomo (2,07 g) en ácido nítrico y se obtiene una solución de nitrato de plomo. Se trata esta solución con ácido clorhídrico, cloro gaseoso y cloruro de amonio, el resultado es hexacloro plumbato amónico. ¿Cuál es la masa máxima de este compuesto obtenido? ¿Cuál es su fórmula? Todas las reacciones tienen igual rendimiento del 90%.
$\overline{Ar}$: Pb = 207; Cl = 35,5; N = 14; O = 16

Resolución:

1.° Rxn: $Pb + HNO_3 \longrightarrow Pb(NO_3)_2 + \ldots$

2.° Rxn: $\overline{M} = 456$

$Pb(NO_3)_2 + HCl + \ldots \longrightarrow (NH_4)_2PbCl_6$

Hexacloroplumbato de amonio

De la relación:

1 mol (hexacloro) ⟶ 1 mol Pb

456 ——— 207

m ——— 2,07

$$m = \frac{2{,}07}{207}(456) = 4{,}56 \text{ g}$$

Con un rendimiento del 90%

$$m_{real} = \frac{90}{100}(4{,}56) = 4{,}104 \text{ g}$$

27. Determinar la masa equivalente de cierto elemento sabiendo que 30 g de él al ser atacado por un ácido produce el desprendimiento de 10 L de H_2 a CN.

Resolución:

Elemento + ácido ⟶ sal + H_2

n.° Eq(E) = n.° Eq(H_2)

$$\frac{m_{(E)}}{m_{eq(E)}} = \frac{m_{H_2}}{m_{eq(H_2)}} \Rightarrow \frac{30}{m_{eq(E)}} = \frac{10\left(\frac{2}{22{,}4}\right)}{1}$$

$$\therefore m_{eq(E)} = 33{,}6$$

28. ¿Cuántos gramos son un equivalente de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) en la siguiente reacción de óxido-reducción?
$\overline{Ar}$: Cr = 52; O = 16; K = 39

$$Cr_2O_7^{=} + C_2H_5OH \longrightarrow Cr^{3+} + CH_3COOH$$

Resolución:

$$\overset{+12}{Cr_2O_7^{=}} + C_2H_5OH \longrightarrow \overset{+6}{2Cr^{3+}} + CH_3COOH \quad (+12)-(+6) = +6e$$

alcohol etílico — ácido acético

$$m_{eq(K_2Cr_2O_7)} = \frac{39(2) + 52(2) + 16(7)}{6} = 49$$

1 Eq = 49 g ($K_2Cr_2O_7$)

29. Se hace reaccionar totalmente 1,2 L de H_2SO_4 0,5 M con cobre metálico según la reacción (sin balancear):

$$Cu_{(s)} + H^+_{(ac.)} + SO_4^{2-}{}_{(ac.)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(ac.)} + SO_{2(g)} + H_2O$$

La masa de cobre metálico oxidado es:
$\overline{Ar}$: Cu = 63,5

Resolución:

V = 1,2 L

M = 0, 5 ⇒ $n_{H_2SO_4} = 1{,}2(0{,}5) = 0{,}6$ moles

Balanceando la Rxn:

$$\overset{0}{Cu_{(s)}} + 4H^+ + \overset{+6}{SO_4^{2-}} \longrightarrow \overset{+2}{Cu^{2+}} + \overset{+4}{SO_2} + 2H_2O \quad (-2e;\ -2e)$$

Condición Rxn: n.° Eq(H_2SO_4) = n.° Eq (Cu)

$$n_{H_2SO_4}\theta = \frac{m_{Cu}}{m_{eqCu}};\ \theta = 2$$

$$0{,}6(2) = \frac{m_{Cu}}{\frac{63{,}5}{2}} \qquad \therefore mCu = 38{,}1 \text{ g}$$

30. Para inflar un globo con hidrógeno a volumen de 1 L a 27 °C y 1,23 atm se trató con 2,4 g de una aleación de magnesio y cinc con ácido clorhídrico. Las ecuaciones no balanceadas para las reacciones producidas son:

$$Mg_{(s)} + HCl_{(ac.)} \longrightarrow MgCl_{2(ac.)} + H_{2(g)}$$
$$Zn_{(s)} + HCl_{(ac.)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac.)} + H_{2(g)}$$

Determinar el porcentaje aproximado de magnesio en la aleación.
$\overline{Ar}$: Mg = 27; Zn = 65

Resolución:

$$\%Mg = \frac{m_{Mg}}{2{,}4}(100) \qquad \ldots(\alpha)$$

Masa — Aleación: m ⟷ Mg; 2,4 − m ⟷ Zn; n_M = 2,4 g

$$+ HCl \longrightarrow \ldots + \underbrace{H_2}_{\substack{V = 1\text{ L} \\ P = 1{,}23\text{ atm} \\ T = 300\text{ K}}}$$

Por condición Rxn:

n.° Eq(Mg) + n.° Eq(Zn) = n.° Eq (H_2)

$$\frac{m}{\frac{24}{2}} + \frac{2{,}4 - m}{\frac{65}{2}} = \frac{m_{H_2}}{\frac{1}{1}} \qquad \ldots(\beta)$$

Para el H_2:

Aplicando la ec. universal: $PV = \frac{m}{\overline{M}}RT$

$$m_{H_2} = \frac{PV\overline{M}}{RT} = \frac{1{,}23(1)(2)}{0{,}082(300)} = 0{,}1 \text{ g}$$

Reemplazando en la ecuación β: m_{Mg} = 0,49 g

En α: $\%Mg = \frac{0{,}49}{2{,}4}(100) = 20{,}42\%$

31. Para la reacción de 60 litros de hidrógeno con 40 litros de nitrógeno, ¿cuántos litros del reactivo en exceso queda?

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$

Resolución:

Se utiliza 60 L de H_2 y 40 L de N_2 para el proceso:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$

Vol: 1V 3V 2V

40 L 60 L V_{NH_3}

Reactivo limitante

Ya que para que se consuman 60 L de H_2 solo se necesitan 20 L de N_2 (proporción 3/1), luego queda del reactivo en exceso (N_2):

$V = 40\ L - 20\ L$

$\therefore V = 20\ L$

32. Determine el volumen gaseoso total resultante de la combustión completa de 128 g de metanol (CH_3OH), sabiendo que la mezcla gaseosa obtenida se halla a 400 °C y presión de 680 mmHg. (Exprese el volumen en litros).

$$CH_3OH_{(l)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

Resolución:

Se desarrolla la combustión del metanol (CH_3OH), cuya masa es:

CH_3OH ($\widetilde{M} = 32$); $m = 128$ g

$$n_{CH_3OH} = \frac{m}{\widetilde{M}} = \frac{128}{32} = 4 \text{ mol}$$

De acuerdo al proceso:

$$2CH_3OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$$

2 mol	2 mol	4 mol
4 mol	(4 mol)	(4 mol)

$n_T = 12$

Estas moles de productos gaseosos se recogen a:

$T = 400\ °C = 673\ K$

$P = 680$ mmHg

Por lo que el volumen ocupado es:

$$V = \frac{RTn_T}{P}$$

$$V = \frac{62,4(673)(12)}{680}$$

$\therefore V = 741,09$ L

33. Al reaccionar 0,5 moles de hierro con 18 g de vapor de agua a ciertas condiciones se desprenden 11,2 L de hidrógeno medidos a condiciones normales.

$$Fe + H_2O \longrightarrow Fe_2O_3 + H_2$$

¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

PA (Fe = 56)

Resolución:

Se dispone de:

Fe: n.° moles = 0,5

H_2O: $m = 18$ g $\Rightarrow$ N.° moles = 1

Para la reacción:

$$2Fe + 3H_2O \longrightarrow Fe_2O_3 + 3H_2$$

2 mol 3 mol 3 mol

0,5 mol 1 mol n

Reactivo limitante

Con esto se obtiene gas H_2 en la cantidad:

$$n = \frac{0,5(3)}{2} = 0,75 \text{ mol } H_2$$

$\Rightarrow V_m = 0,75(22,4)\ L = 16,8\ L$

Pero nos indican que en realidad se obtuvo 11,2 L de H_2.

Luego el rendimiento del proceso es:

$$R = \frac{11,2}{16,8}(100)\%$$

$\therefore R = 66,7\%$

34. Calcular la masa de oxígeno que reaccionará con 447,2 g de Fe para producir Fe_2O_3 de acuerdo a la reacción: $4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$

PA (Fe = 55,9; O = 16)

Resolución:

Sea x la masa de oxígeno

$$4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

$4(56) \text{ —— } 6(16)$

$447,2\ g \text{ —— } x$

$224x = 447,2(96)$

$\therefore x = 191,66\ g\ O_2$

35. Al quemar 20 moles de gasolina (C_8H_{18}) con suficiente oxigeno se obtiene 3136 m^3 de CO_2 medidos en condiciones normales. ¿Cuál es el rendimiento de esta combustión?

Resolución:

Se lleva a cabo la combustión completa de 20 moles de C_8H_{18} (gasolina):

$$C_8H_{18} + \frac{25}{2}O_2 \longrightarrow 8CO_2 + 9H_2O$$

$1 \text{ mol} \text{ ———— } 8 \text{ mol}$

$20 \text{ mol} \text{ ———— } n_{CO_2}$

$$\Rightarrow n_{CO_2} = \frac{20(8)}{1} = 160 \text{ moles}$$

Lo cual a condiciones normales ocupa un volumen de:

$V_{CO_2} = 160(22,4)\ L$

$V_{CO_2} = 3584\ L$

$V_{CO_2} = 3584\ m^3$ (teórico)

Nos dicen que el volumen de CO_2 real obtenido es:

$V_{CO_2} = 3136\ m^3$

Luego el rendimiento es:

$$R = \frac{V_{Real}}{V_{Teórico}}(100)\%$$

$$\therefore R = \frac{3136}{3584}(100)\% = 87,5\%$$

36. Indique la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones si se tienen 20 gramos de oxígeno que reaccionan con 20 gramos de aluminio para formar el óxido respectivo.

PA (Al = 27; O = 16)

I. La ecuación que representa esta reacción es:
$Al_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow Al_2O_{(s)}$

II. El reactivo limitante es el aluminio.

III. Después de la reacción quedan 0,07 moles de O_2.

IV. Se obtienen 37,77 gramos de óxido de aluminio.

V. El volumen de oxígeno restante es 1,57 litros medidos en condiciones normales.

Resolución:

Se lleva a cabo una reacción entre:

20 g de Al (PA = 27)

20 g de O_2 ($\overline{M}$ = 32)

I. **Falso**

Su ecuación química es:

$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$

II. **Verdadero**

Proporción de masas del Al y O_2

108 g Al —— 96 g O_2

20 g —— m

Para 20 g de aluminio se necesita de O_2:

$$m = \frac{20(96)}{108}$$

m = 17,8 g (sobra)

El Al es el reactivo limitante.

III. **Verdadero**

Reaccionan 17,8 g de O_2, por lo que sobran:

$m_{O_2} = 20\ g - 17,8\ g$

$m_{O_2} = 2,2\ g$

$$n_{O_2} = \frac{2,2}{32} = 0,07 \text{ moles}$$

IV. **Verdadero**

De acuerdo a la reacción:

108 g Al —— 2(102) g Al_2O_3

20 g ——— m

$\therefore m_{Al_2O_3} = 37,77\ g$

V. **Verdadero**

El volumen de O_2 sobrante a condiciones normales es:

$V_m = 0,07(22,4)\ L$

$V_m = 1,57\ L \quad \therefore$ FVVVV

37. Dos elementos gaseosos A_2 y B_2 se combinan para formar dos compuestos X e Y también gaseosos. Si medimos todos los volúmenes en condiciones de Avogadro, se encuentra que 2 L de A_2 reaccionan con 1 L de B_2 para formar 2 L de X; mientras que 2 L de A_2 reaccionan con 3 L de B_2 para formar 2 L de Y. Deduzca las fórmulas moleculares más sencillas de X e Y.

Resolución:

Los gases A_2 y B_2 forman los compuestos X e Y según:

- $2A_2 + B_2 \longrightarrow 2X$

  2 L —— 1 L —— 2 L

  Relación de coeficientes

$\Rightarrow X = A_2B$

$2A_2 + B_2 \longrightarrow 2A_2B$

- $2A_2 + 3B_2 \longrightarrow 2Y$

  2 L —— 3 L —— 2 L

$\Rightarrow Y \approx A_2B_3$

$2A_2 + 3B_2 \longrightarrow 2A_2B_3$

Por lo tanto, las fórmulas moleculares de X e Y son: A_2B y A_2B_3

38. Para la obtención de hidrógeno gaseoso, se hizo reaccionar 97,5 g de zinc metálico con 91,25 g de ácido clorhídrico (HCl). Determine la masa de hidrógeno obtenido (en gramos).

$$Zn_{(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

PA (Zn = 65; H = 1; Cl = 35,5)

Resolución:

Para obtener gas hidrógeno (H_2) se emplea las muestras:

- Zn (PA = 65); m = 97,5 g

$$n_{Zn} = \frac{m}{PA} = \frac{97,5}{65} = 1,5 \text{ moles}$$

- HCl ($\overline{M}$ = 36,5); m = 91,25 g

$$n_{HCl} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{91,25}{36,5} = 2,5 \text{ moles}$$

De acuerdo al proceso:

$$\underset{1\ mol}{Zn} + \underset{2\ mol}{2HCl} \longrightarrow ZnCl_2 + \underset{1\ mol}{H_2}$$

1,5 mol 2,5 mol n_{H_2}

Reactivo limitante

Luego las moles de H_2 obtenido son:

$$n_{H_2} = \frac{2,5(1)}{2} = 1,25 \text{ moles}$$

$$\therefore m_{H_2} = 1,25(2) = 2,5 \text{ g } H_2$$

39. ¿Cuántos gramos de nitrato de calcio se obtiene por la reacción de 18,9 g de ácido nítrico con 7,4 g de hidróxido de calcio?

$$HNO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$$

PA (N = 14; O = 16; Ca = 40; H = 1)

Resolución:

Se emplean las muestras:

- HNO_3 ($\overline{M}$ = 63); m = 18,9 g

$$n_{HNO_3} = \frac{18,9}{63} = 0,3 \text{ moles}$$

- $Ca(OH)_2$ ($\overline{M}$ = 74); m = 7,4 g

$$n_{Ca(OH)_2} = \frac{7,4}{74} = 0,1 \text{ moles}$$

Para la reacción:

$$2HNO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$$

2 mol — 1 mol — 1 mol

0,3 mol — 0,1 mol — n

(Reactivo limitante)

Luego las moles de $Ca(NO_3)_2$ ($\overline{M}$ = 164) obtenido son:

$$n = \frac{0,1(1)}{1} = 0,1$$

$$\therefore m = 0,1(164) = 16,4 \text{ g } Ca(NO_3)_2$$

40. El compuesto $(CH_3)_2NNH_2$ se usa como un combustible para propulsar naves espaciales, tal compuesto reacciona con N_2O_4, de acuerdo con la siguiente reacción:

$$2(CH_3)_2NNH_2 + 4N_2O_4 \longrightarrow 4CO_2 + 6N_2 + 8H_2O$$

Calcule la masa (en gramos) de N_2O_4, que se requiere para hacer reaccionar 120 g de $(CH_3)_2NNH_2$.

$\overline{M}$ ($(CH_3)_2NNH_2$ = 60; N_2O_4 = 92)

Resolución:

Sea x la masa de N_2O_4

$$2(CH_3)_2NNH_2 + 4N_2O_4 \longrightarrow 4CO_2 + 6N_2 + 8H_2O$$

2(60) — 4(92)

120 — x

$$\therefore x = 368 \text{ g de } N_2O_4$$

41. Si se dispone de 10 moles de CO y 10 moles de O_2 para la reacción:

$$CO + O_2 \longrightarrow CO_2$$

I. Identificar al RL y al RE.

II. ¿Cuántos litros a CN de CO_2 se obtendrán?

Resolución:

$$2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$$

2 mol — 1 mol — 2(22,4 L)

10 mol — 10 mol — x

$\frac{10}{2} = 5$ (menor valor) → RL

$\frac{10}{1} = 10$ (mayor valor) → RE

I. RL: CO; RE: O_2

II. $x = \frac{2(22,4)(10)}{2} = 224 \text{ L}$

42. Calcular el volumen de una solución de HNO_3 al 80% en masa y densidad 0,8 g/cm³ se requieren para obtener 224 L de gas NO según

$$HNO_3 + H_2S \longrightarrow S + NO + H_2O$$

Resolución:

Balanceando por redox la ecuación:

$$2HNO_3 + 3H_2S \longrightarrow 3S + 2NO + H_2O$$

(+5) (−2) (0) (+2)

(gana $3e^-$) × 2

(pierde $2e^-$) × 3

Hallando la masa de HNO_3:

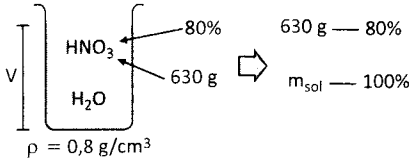
2 mol HNO_3 — 2 mol NO

2(63 g) HNO_3 — 2(22,4 L)

m — 224 L

$$\Rightarrow m = \frac{224(2)(63)}{2(22,4)} = 630 \text{ g}$$

Calculando el volumen de solución:



$$\Rightarrow m_{sol} = \frac{100\%}{80\%}(630) = 787,5 \text{ g}$$

$$\rho_{sol} = 0,8 \text{ g/cm}^3$$

$$\Rightarrow \rho_{sol} = 0,8 \text{ g/cm}^3 = \frac{787,5}{V_{sol}} \quad \therefore V_{sol} = 984,38 \text{ cm}^3$$

43. ¿Cuántas toneladas de hierro pueden obtenerse en la reducción de 5 toneladas del mineral hematita (óxido férrico)?

PA (Fe = 56; O = 16)

Resolución:

Si a un óxido metálico se le somete a la acción de un reductor (C; CO; H_2; Al), este capta la totalidad de oxígenos del óxido, quedando reducido a metal.

Entonces:

$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$

160 g ——— 2(56 g)

5 t ——— m

$\therefore m = \frac{5}{160}(2)(56) = 3{,}5 \text{ t Fe}$

44. ¿Qué cantidad de oxígeno se necesita para una combustión completa de 20 g de CH_3OH?
PA (C = 12; O = 16; H = 1)

Resolución:

Sea la reacción de combustión:

$\underbrace{2CH_3OH} + \underbrace{3O_2} \longrightarrow 2CO_2 + 4H_2O$

2(32 g) —— 3(32 g)

20 g —— m

$\Rightarrow m = \frac{20}{2(32)}(3)(32)$

$\therefore m = 30 \text{ g } O_2$

45. De acuerdo a la ecuación:

$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \xrightarrow{\Delta} CO_{(g)} + H_{2(g)}$$

¿Cuántos kilómetros de $CO_{(g)}$ se producirá por tonelada métrica de coque conteniendo 90% de carbón?

Resolución:

De la ecuación:

$\underbrace{C} + H_2O \longrightarrow \underbrace{CO} + H_2$

12 kg ——— 28 kg

$\frac{90}{100}(1000 \text{ kg})$ ——— m

$\therefore m = \frac{900}{12}(28) = 2100 \text{ kg}$

46. ¿Qué volumen de O_2, a condiciones normales, se requiere para la combustión completa de 5 L de C_2H_6 a condiciones normales?

Resolución:

Sea la reacción de combustión:

$\underbrace{C_2H_6} + \underbrace{\frac{7}{2}O_2} \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$

1V —— $\frac{7}{2}$V

5 L —— V_{O_2} $\Rightarrow V_{O_2} = 5(\frac{\frac{7}{2}}{1})$

$\therefore V_{O_2} = 17{,}5 \text{ L}$

47. El anhídrido ftálico se produce por oxidación controlada del naftaleno de acuerdo a la ecuación: (sin balancear).

$C_{10}H_8 + O_2 \longrightarrow C_8H_4O_3 + CO_2 + H_2O$

Si la reacción tiene una eficiencia del 70%, determine la cantidad de anhídrido que se produce por oxidación de 50 kilos de naftaleno.
PA (C = 12; H = 1; O = 16)

Resolución:

Balanceando la ecuación:

$\underbrace{2C_{10}H_8} + 9O_2 \longrightarrow \underbrace{2C_8H_4O_3} + 4CO_2 + 4H_2O$

2(128 kg) ——— 2(148 kg)

50 kg ——— m

$\Rightarrow m = \frac{50(2)(148)}{2(128)} = 57{,}81 \text{ kg}$

Como la eficiencia es del 70%:

$m_{real} = \frac{70}{100}(57{,}81 \text{ kg})$

$\therefore m_{real} = 40{,}46 \text{ kg } C_8H_4O_3$

48. Con 100 g de nitrógeno y 50 g de hidrógeno, ¿cuántos gramos de amoniaco se produce?

$$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$$

Resolución:

Balanceando y analizando la ecuación:

$\underbrace{N_2} + \underbrace{3H_2} \longrightarrow \underbrace{2NH_3}$

28 g 3(2 g) 2(17 g)

100 g (50 g) m

Exceso

Entonces:

28 g N_2 ⟶ 2(17 g) NH_3

100 g N_2 ⟶ m

$\therefore m = \frac{100}{28}(2)(17) = 121{,}4 \text{ g}$

49. En un recipiente cerrado se mezclan 24 g de hidrógeno (gaseoso) con 16 g de oxígeno (gaseoso) para formar agua. ¿Cuál y qué cantidad en gramos de los componentes está en exceso?
PA (H = 1; O = 16)

Resolución:

Sea la ecuación:

$\underbrace{2H_2} + \underbrace{O_2} \longrightarrow 2H_2O$

2(2 g) 32 g

(24 g) 16 g

Exceso

Hallando la m_{H_2} necesaria para la reacción:

$m_{H_2} = \frac{16}{32}(2)(2) = 2 \text{ g}$

Entonces:

$\therefore m_{exceso} = 24 \text{ g} - 2 \text{ g} = 22 \text{ g}$

50. En un reactor se produce ácido propiónico, C_2H_5COOH, por acidificación de la sal sólida, C_2H_5COONa, según:

$$C_2H_5COONa + HCl \longrightarrow C_2H_5COOH + NaCl$$

Si inicialmente se carga el reactor con 192 kg de propionato de sodio y 36,5 kg de HCl, ¿cuántos kilogramos se obtienen del ácido y cuántos kg queda del reactivo en exceso?

PA (C = 12; H = 1; O = 16; Na = 23; Cl = 35,5)

Resolución:

De la ecuación:

$$\underbrace{C_2H_5COONa}_{96\text{ kg}} + \underbrace{HCl}_{36,5\text{ kg}} \longrightarrow \underbrace{C_2H_5COOH}_{74\text{ kg}} + NaCl$$

96 kg	36,5 kg	74 kg
(192 kg)	36,5 kg	$m_{Ácido}$
Exceso		

Hallando la m_{Sal} necesaria para la reacción:

$$m_{Sal} = \frac{36,5}{36,5}(96) = 96 \text{ kg}$$

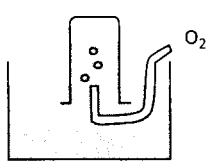
Entonces: $m_{Exceso} = 192 - 96 = 96$ kg

Calculando la $m_{Ácido}$ producido:

$$\therefore m_{Ácido} = \frac{36,5}{36,5}(74) = 74 \text{ kg}$$

51. El oxígeno producido en la descomposición térmica del clorato de potasio se recoge en agua como se ilustra en la figura:

$$KClO_{3(s)} + Calor \longrightarrow KCl_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)}$$



Si la temperatura durante el proceso es 27 °C, la presión barométrica es 0,8313 atmósferas y el volumen de oxígeno húmedo recogido (O_2 + vapor de H_2O) es 61,5 litros. ¿Cuántos moles de $KClO_{3(s)}$ se habrán descompuesto?

$P^{27\,°C}_{V_{H_2O}} = 0,0355$ atm

R = 0,082 L.atm/mol.K

Resolución:

De la mezcla gaseosa:

$V_T = 61,5$ L $\qquad$ T = 27 °C = 300 K

$P_T = 0,8313$ atm $\qquad$ $P^{27\,°C}_{V_{H_2O}} = 0,0355$ atm

Cálculo de los moles de O_2:

$PV = RTn$

$(0,8313 - 0,0355)(61,5) = (0,082)(300)n_{O_2}$

$n_{O_2} \approx 2$ moles

$$KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} KCl_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)}$$

1 mol ——— $\frac{3}{2}$ mol

x ——— 2 mol

$$\therefore x = \frac{2}{\frac{3}{2}}(1) = \frac{4}{3} \text{ mol } KCl_{3(s)}$$

52. En la combustión de un hidrocarburo gaseoso de la forma C_nH_{2n-2} se observa que el agua se condensa. En estas condiciones la contracción volumétrica es 3/7. Calcular la fórmula del hidrocarburo.

Resolución:

Formando y balanceando la ecuación:

$$2C_nH_{2n-2} + (3n-1)O_2 \longrightarrow 2nCO_2 + (2n-2)H_2O_{(l)}$$

$$CV = \frac{\Sigma V_{React.} - \Sigma V_{Prod.}}{\Sigma V_{React.}}$$

$$CV = \frac{(2 + 3n - 1) - 2n}{2 + 3n - 1} = \frac{3}{7}$$

$$\Rightarrow \frac{n+1}{3n+1} = \frac{3}{7}$$

$$7n + 7 = 9n + 3$$

$$\Rightarrow n = 2$$

Por lo tanto, la fórmula será: C_2H_2 (acetileno).

53. El óxido de aluminio contiene 52,91 g de aluminio. Determinar el peso equivalente del aluminio.

Resolución:

Como: $\overline{M}(Al_2O_3) = 2(27) + 3(16)$

54 g Al ——— 48 g O

52,91 g Al ——— m_O

$$\Rightarrow m_O = \frac{52,91}{54}(48) = 47,03 \text{ g}$$

Hallando el PE:

52,91 g Al ——— 47,03 g O

PE (Al) ——— 8 g O

$$PE\ (Al) = \frac{8}{47,03}(52,91) \text{ g}$$

$$\therefore PE\ (Al) = 9 \text{ g}$$

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

Al descompensar una muestra de 20 g de clorato de potasio, $KClO_3$, se produce $O_{2(g)}$ que al ser recogido sobre agua a 700 mmHg y 22 °C ocupa un volumen de 3L. Determine el porcentaje de pureza de la muestra.

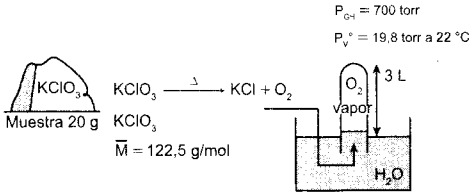
$KClO_{3(s)} \xrightarrow{calor} KCl_{(s)} + O2_{(g)}$ (sin balancear)

$P_{V_{H_2O}}^{22\,°C} = 19{,}8$ mmHg

Masa molar (g/mol) $KClO_3 = 122{,}5$

A) 36,6 B) 44,9 C) 72,2
D) 77,4 E) 78,3

Resolución:



Gas seco (P_{Gs})

$P_{Gs} = P_{GH} - Pv°$

$P_{Gs} = 700$ torr $- 19{,}8$ torr

$P_{Gs} = 680{,}2$ torr

Moles de O_2

$n_{O_2} = \dfrac{P_{Gs}V}{RT}$

$n_{O_2} = \dfrac{680{,}2(3)}{62{,}4(295)}$

$n_{O_2} = 0{,}11$ moles O_2

Estequiometria

$2KClO_3 \quad 2KCl + 3O_2$

3 moles (O_2) ——— 2 moles $(KCLO_3)$

0,11 moles (O_2) ——— $n(KCLO_3)$

$n(KCLO_3) = 0{,}0733$ moles

$m(KCLO_3) = (0{,}0733)(122{,}5) = 8{,}98$ g

$\therefore$ % Pureza $= \dfrac{8{,}98}{20}(100) = 44{,}9\%$

Clave: B

PROBLEMA 2 (UNI 2011 - II)

¿Cuántos gramos de bromuro de potasio se requieren para obtener 200 g de bromo según la siguiente reacción sin balancear?

$$KBr_{(ac)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow Br_{2(\ell)} + KCl_{(ac)}$$

Datos: Masas molares atómicas (g/mol)
Cl: 35,5; K = 39,0; Br = 80,0

A) 219,0 B) 248,7 C) 260,0
D) 297,5 E) 346,2

Resolución:

La ecuación balanceada es:

$$\underbrace{2KBr}_{m} + Cl_2 \longrightarrow \underbrace{Br_2}_{200g} + KCl$$

$$\downarrow \qquad\qquad \downarrow$$

$$2(119)\ g \qquad 160\ g$$

De las proposiciones definidas:

$$\frac{m_{KBr}}{2(119)} = \frac{200}{160} \qquad \therefore\ m_{KBr} = 297{,}5\ g$$

Clave: D

PROBLEMA 3 (UNI 2011 - II)

La fenolftaleína, $C_{20}H_{14}O_4$ se obtiene por la reacción del anhídrido ftálico, $C_8H_4O_3$, con el fenol, C_6H_6O.

$$C_8H_4O_3 + 2C_6H_6O \longrightarrow C_{20}H_{14}O_4 + H_2O$$

Se desea obtener 1,0 kg de fenolftaleína. Conociendo que se requiere un 10% en exceso de anhídrido ftálico para un rendimiento de la reacción del 90%, determine la masa necesaria, en gramos, de anhídrido ftálico.
Datos, masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16

A) 318,3 B) 517,1 C) 568,8
D) 715,3 E) 1111,0

Resolución:

La ecuación balanceada es:

$$\overbrace{C_8H_4O_3}^{\overline{M}\,=\,148\ g/Mol} + C_6H_6O \longrightarrow \overbrace{C_{20}H_{14}O_4}^{\overline{M}\,=\,318\ g/Mol} + H_2O$$

- Se tiene 1 kg de Fenalptaleína.
  1 kg ⟶ 90% pureza
  M real ⟶ 100%
  $\Rightarrow m_{\text{real de fenolftaleina}} = 1111{,}11$ g
- Se puede calcular la masa de anhídrido ftálico
  $\dfrac{m_{\text{anhídrido}}}{148} = \dfrac{1111{,}11}{318}$
  $\Rightarrow m_{\text{anhídrido}} = 517{,}12$ g
- Del dato del problema:
  "El anhídrido ftálico debe estar en 10% en exceso"
  517,12 g ⟶ 100%
  $m_{\text{real de fenolftaleina}}$ ⟶ 110%
  $\therefore m_{\text{real de fenolftaleina}} = 568{,}8$ g

Clave: C

PROBLEMA 4 (UNI 2012 - I)

Se sintetiza pentafloururo de yodo, IF_5, en un matraz de 5,00 L, por reacción entre 11 g de $I_{2(s)}$ y 11g de $F_{2(g)}$. Si la reacción procede hasta que uno de los reactantes se consume totalmente, ¿Cuál es la fracción molar del IF_5 en el matraz al final de la reacción, si la temperatura llego a los 125 °C?

$$I_{2(s)} + 5\,F_{2(g)} \longrightarrow 2IF_{5(g)}$$

Masas molares (g/mol); $I_2 = 253$, $F_2 = 38$

A) 0,54 B) 0,47 C) 0,27
D) 0,24 E) 0,13

Resolución:

De la reacción:

$$\begin{array}{rccc} & 1I_2 & + & 5F_2 \longrightarrow 2IF_5 \\ \text{Dato:} & 11\text{ g} & & 11\text{ g} \\ \text{De la ecuación:} & \underline{253\text{ g}} & & \underline{190\text{ g}} \\ \text{Hallando limitante:} & 0{,}043 & & 0{,}056 \end{array}$$

(Limitante)

Exceso de F_2: $11\text{ g} - 0{,}043(190)\text{ g} = 2{,}83\left(\frac{1}{38}\right)$

$\Rightarrow$ moles de F_2 (Exceso) = 0,0744 moles

$$\therefore X_{IF_5} = \frac{n_{IF_5}}{n_t} = \frac{0{,}086}{(0{,}0744 + 0{,}086)} = 0{,}54$$

Clave: A

PROBLEMA 5 (UNI 2012 - I)

Un quemador utiliza gas propano (C_3H_8) como combustible y aire como oxidante. Si se conoce que el quemador necesita un 20% de extra de oxígeno (O_2), para un trabajo adecuado, calcule el volumen de aire (en L), medido a iguales condiciones de presión y temperatura, que requiere la combustión de 20 L de propano en dicho quemador. Considere que el aire contiene 21% de oxígeno (O_2) y 79% de nitrógeno (N_2) en volumen.

Reacción:

$C_3H_{8(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$ (sin balancear)

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16

A) 100 B) 120 C) 298
D) 476 E) 571

Resolución:

Balanceando la reacción

$$\underbrace{1C_3H_{8(g)}}_{1V} + \underbrace{5O_{2(g)}}_{5V} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$$

20 L x = 100 L de O_2

Dato: El quemador necesita un 20% más de O_2

Entonces:

x = 120 L de O_2 {21% en volumen de aire}

Piden volumen de aire:

120 L "O_2" $\longrightarrow$ 21%

V_{aire} $\longrightarrow$ 100% $\therefore V_{aire} = 571$ L

Clave: E

PROBLEMA 6 (UNI 2012 - II)

Se tiene 40 g de una mezcla gaseosa que contiene CO y CO_2. Al agregar 1,0 mol de óxido de zinc, ZnO, a dicha mezcla se genera 1,0 mol del zinc, de acuerdo a la reacción:

$$ZnO_{(s)} + CO_{(g)} \longrightarrow Zn_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Consumiéndose todo el monóxido de carbono. Determine el porcentaje en masa de CO_2 en la mezcla gaseosa original (considere que el CO_2 no reacciona con el óxido de zinc).

Masas atómicas: Zn = 65,4; O = 16,0; C = 12,0

A) 10 B) 30 C) 50
D) 70 E) 100

Resolución:

Al inicio:

$$m_{CO} + m_{CO2} = 40\text{ g}$$

En el proceso:

$$\begin{array}{ccc} ZnO + co & \longrightarrow & Zn + CO_2 \\ \downarrow \quad \downarrow & & \\ 1\text{ mol} \quad 28\text{ g} & & \\ \text{consume} & & \end{array}$$

$m_{CO} = 28\text{ g} \Rightarrow m_{CO2}^{\text{inicial}} = 40\text{ g} - 28\text{ g} = 12\text{ g}$

$$\%\, m_{CO_2} = \left(\frac{m_{CO_2}^{\text{inicial}}}{m_{CO_2} + m_{CO}}\right)100\% \quad \therefore \%mC_{O_2} = 30\%$$

Clave: B

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Para que ocurra la reacción química:

$K_2Cr_2O_7 + 5H_2SO_4 + 3H_2S \longrightarrow$
$2KHSO_4 + Cr_2(SO4)_3 + 3S + 7H_2O$

Se combinan 0,5 mol de $K_2Cr_2O_7$, 2.5 mol de H_2SO_4 y 1,0 mol de H_2S. Hallar la cantidad de azufre formado.

A) 2,5 moles B) 3,0 moles C) 1,5 moles
D) 0,5 moles E) 1,0 moles

2. De acuerdo a la siguiente ecuación:

$Cu(NO_3)_2 + KI \longrightarrow Cu + I_2 + KNO_3$

¿Qué cantidad de yodo se obtiene a partir de un gramo de yoduro de potasio?
PA (K = 39; I = 126,9)

A) 1,52 g B) 764,4 mg C) 382,2 mg
D) 191,1 mg E) 1,14 g

3. Por mol de agente oxidante, calcular la cantidad de agua si.

$HNO_3 + H_2S \longrightarrow NO + S + H_2O$

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

4. Se someten a combustión completa 20 cm^3 de etileno, $C_2H_{4(g)}$, con la cantidad estequiométrica de aire, determinar la composición en masa de la mezcla final suponiendo que el agua formada condensa y que los gases se encuentran bajo las mismas condiciones de avogadro. Asumir que el aire contiene 21% en volumen de O_2 y 79% en volumen de N_2.

A) 15 B) 78,15 C) 845,9
D) 21,85 E) 18,6

5. Por descomposición de 40 g de permanganato de potasio que contiene 21% de impurezas minerales, se obtiene 37,44 g de residuo sólido. Determinar cuántos gramos de dióxido de manganeso se formaron.
PA (K = 39; Mn = 55)

$KMnO_{4(s)} \xrightarrow{calor} K_2MnO_{4(s)} + MnO_{2(s)} + O_{2(g)}$

A) 37,44 B) 8,4 C) 6,32
D) 15,76 E) 6,96

6. Calcular la composición de una mezcla de hidrógeno y aire, de manera que al combinarse todo el oxígeno con parte del hidrógeno, por acción de una chispa eléctrica queda un residuo de hidrógeno y nitrógeno en la relación estequiométrica por la formación del amoniaco. Dato: El aire contiene 21% en volumen de O_2 y 79% de N_2.

A) 73,6% aire y 26,4% de H_2
B) 26,4% aire y 73,6% de H_2
C) 31,6% aire y 68,4% de H_2
D) 68,4% aire y 31,4% de H_2
E) 50% aire y 50% de H_2

7. ¿Qué cantidades de nitrato férrico y nitrato de cinc hay que tomar para obtener disoluciones con el mismo contenido de iones nitrato. Asumir disociación completa en ambas sales. $\overline{M}(Fe(NO_3)_3) = 241,85$; $\overline{M}(Zn(NO_3)_2) = 189,4$.

A) 241,85 y 189,4 B) 483.7 y 378,8
C) 120,93 y 94,7 D) 483,7 y 568,2
E) 362,77 y 284.1

8. Calcular cuántos mililitros de solución de H_2SO_4 al 35% con densidad igual a 1,25 g/cm^3, se necesita para atacar 125 gramos de una muestra que contiene 80% de óxido de calcio, según la reacción:

$H_2SO_4 + CaO \longrightarrow CaSO_4 + H_2O$
PA (S = 32, Ca = 40)

A) 500 B) 400 C) 300
D) 200 E) 600

9. Los carbonatos de los elementos alcalinotérreos se descomponen al calentarlos produciendo dióxido de carbono (CO_2), de acuerdo a las siguientes reacciones:

$BaCO_{3(s)} \longrightarrow BaO_{(s)} + CO_{2(g)}$
$MgCO_{3(s)} \longrightarrow MgO_{(s)} + CO_{2(g)}$

¿Cuántos gramos de $MgCO_3$ producirá la misma cantidad de CO_2 que la obtenida por la descomposición de 98,65 g de $BaCO_3$?

Pesos fórmula: ($BaCO_3$ = 197,3; $MgCO_3$ = 84,3)

A) 17,15 B) 27,80 C) 37,80
D) 42,15 E) 44,25

10. Las reacciones involucradas en el proceso de fabricación de hielo seco $CO_{2(s)}$ a partir de la caliza son:

$CaCo_{3(s)} \longrightarrow CO_{2(g)} + CaO_{(s)}$

$CO_{2(g)} \xrightarrow{enfriamiento} CO_{2(s)}$

Hallar la masa de caliza (en toneladas) que se requiere para preparar 5 toneladas de hielo seco en un proceso cuya eficiencia es del 75%.

PA (Ca = 40; C = 12; O = 16)

A) 8,2 B) 10,3 C) 12,1
D) 15,2 E) 18,5

11. Para la obtención de 20 litros de gas amoníaco NH_3, se requiere:

A) 5 L de H_2 y 15 L de N_2
B) 10 L de H_2 y 10 L de N_2

C) 10 L de H_2 y 20 L de N_2
D) 15 L de H_2 y 5 L de N_2
E) 30 L de H_2 y 10 L de N_2

12. Señalar el enunciado correcto:

A) La ley de Lavoisier es la ley de los volúmenes gaseosos.
B) La ley de Lavoisier es la ley de los pesos que se distribuyen.
C) La ley de Lavoisier expresa que las combinaciones se verifican en proposiciones fijas e invariables.
D) La ley de Lavoisier o de Gay-Lussac trata de los volúmenes.
E) La ley de Lavoisier o ley de la conservación de la materia.

13. El anhídrido ftálico se produce por oxidación controlada del naftaleno de acuerdo a la ecuación, sin balancear:

$$C_{10}H_8 + O_2 \longrightarrow C_8H_4O_3 + CO_2 + H_2O$$

Si la reacción tiene una eficiencia del 70%, determinar la cantidad de anhídrido que se produce por oxidación de 50 kg de naftaleno.
PA (C = 12; H = 1; O = 16)

A) 30,3 kg B) 40,5 kg C) 43,2 kg
D) 53,6 kg E) 57,8 kg

14. El hiposulfito sódico comercial contiene 90% de $Na_2S_2O_4$ puro. Determinar cuánto producto comercial podría prepararse utilizando 100 toneladas de cinc con una cantidad suficiente de los demás reactivos, según las siguientes reacciones:

$$Zn + SO_2 \longrightarrow ZnS_2O_4$$
$$ZnS_2O_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow ZnCO_3 + Na_2S_2O_4$$

PA (Zn = 65; S = 32; Na = 23)

A) 281 t B) 296 t C) 316 t
D) 406 t E) 206 t

15. ¿Cuántos kilogramos de ácido sulfúrico puro pueden obtenerse a partir de un kilogramo de pirita de hierro con una riqueza del 90% en FeS_2 de acuerdo con las siguientes secuencias de reacciones?

$$FeS_2 + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_3$$
$$SO_2 + O_2 \longrightarrow SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

PA (Fe = 56; S = 32)

A) 1,63 kg B) 1,467 kg C) 1,811 kg
D) 2,161 kg E) 1,89 kg

16. Una muestra de MgO puro ha sido en primer lugar disuelta en ácido clorhídrico para dar una solución de $MgCl_2$ que, posteriormente, se ha transformado en un precipitado de $Mg_2P_2O_7$ puro y seco que tiene una masa de 7,02 g. Calcular la masa en gramos de la muestra original de MgO.
PA (Mg = 24; P = 31; Cl = 35,51)

A) 4,53 B) 1,61 C) 8,16
D) 2,53 E) 3,12

17. El peso fórmula del P_4S_3 es 220. El peso fórmula del Ag_3PO_4 es 419. Una muestra de 13,2 g de P_4S_3 ha sido calentada hasta ebullición con un exceso de HNO_3 y, finalmente tratada con un exceso de $AgNO_3$. Mediante este provecho todo el fósforo del P_4S_3 se ha convertido en Ag_3PO_4 insoluble. ¿Cuántos gramos de Ag_3PO_4 habrán formado?
MA (Ag = 108)

A) 80 B) 100,56 C) 93,1
D) 40,6 E) 25,14

18. Todos los carbonatos reaccionan enérgicamente con HCl concentrado, produciendo cierto gas. Si se tratan 100 kilogramos de caliza ($CaCO_3$) diga Ud. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es correcta?
PA (Ca = 40; Cl = 35,5)

A) Se formarán 40 Kg de CO_2 como producto.
B) Se formará CO como producto.
C) Se formará 44 Kg de CO_2 como producto.
D) Se formarán 28 Kg de CO_2 como producto.
E) Se requieren 30,5 Kg de HCl para la reacción completa.

19. En el trióxido de dicloro (Cl_2O_3) y en el heptóxido de dicloro (Cl_2O_7), las masas de oxígeno son de 24 y 56 g respectivamente, por cada 35,5 g de cloro en cada compuesto. Mencionar a qué ley de las combinaciones químicas corresponden estos casos.

A) Ley de conservación de la masa.
B) Ley de las proposiciones constantes.
C) Ley de las proporciones múltiples.
D) Ley de las proposiciones recíprocas.
E) Leyes volumétricas de Gay-Lussac.

20. Reaccionan hidrógeno con oxígeno en una proporción equimolar. Determinar la relación molar del exceso respecto del producto formado.

A) 1/2 B) 1/3 C) 1/4
D) 2/3 E) 3/2

21. A 100 cm^3 de una mezcla gaseosa de sulfura de carbono y de monóxido de carbono, se agregan 155 cm^3 de oxígeno. Después de hacer estallar la mezcla, queda un volumen de 200 cm^3. Calcular la composición volumétrica de la mezcla inicial, asumiendo condiciones de avogadro.

$$CS_2 + O_2 \longrightarrow CO_2 + SO_2$$
$$CO + O_2 \longrightarrow CO_2$$

A) 10% CO y 90% CS_2 B) 70% CO y 30% CS_2
C) 90% CO y 10% CS_2 D) 50% CO y 50% CS_2
E) 30% CO y 70% CS_2

22. En una vasija, previamente evacuada, se pone una mezcla de n-hexano y oxígeno gaseosos a 397 °C. La presión en el interior de la vasija era de 340 torr. Después de hacer pasar una chispa eléctrica y producir la combustión, la mezcla reacciona completamente para formar $CO_{(g)}$, $CO_{2(g)}$ y agua. La presión total ejercida por los productos era de 520 torr a temperatura constante. ¿Cuál de las siguientes reacciones tuvo lugar?

A) $C_6H_{14} + 8O_2 \longrightarrow 3CO + 3CO_2 + 7H_2O$
B) $C_6H_{14} + 7O_2 \longrightarrow 5CO + 3CO_2 + 7H_2O$
C) $C_6H_{14} + 17O_2 \longrightarrow 4CO + 8CO_2 + 14H_2O$
D) $2C_6H_{14} + 15O_2 \longrightarrow 8CO + 4CO_2 + 14H_2O$
E) $2C_6H_{14} + 9O_2 \longrightarrow 8CO + 4CO_2 + 14H_2O$

23. Indicar la ley química que se verifica notablemente a partir de la formación de los siguientes compuestos:

Cl_2O; Cl_2O_3; Cl_2O_5; Cl_2O_7

A) Conservación de masa.
B) Proporciones definidas.
C) Proporciones recíprocas.
D) Proporciones múltiples.
E) Equivalente electroquímico.

24. El peróxido de hidrógeno H_2O_2, se descompone en agua y oxígeno en presencia de dióxido de manganeso, MnO_2, que actúa como catalizador, según la siguiente reacción:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2$$

Se colocaron en un reactor 136 g de H_2O_2 y 200 g de MnO_2; ¿cuántos gramos de MnO_2 quedaron al final de la reacción?
PA (H = 1; O = 16; Mn = 55)

A) 26 B) 64 C) 113 D) 174 E) 200

25. ¿Qué masa en gramos de AgCl se formará cuando se mezclan en solución acuosa 35,4 g de NaCl y 99,8 de $AgNO_3$?
PA (Ag = 108; Na = 23; Cl = 35,5)

$$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + NaNO_3$$

A) 19,2 B) 71,61 C) 84,24
D) 90 E) 80, 6

26. ¿Cuántos gramos de Bi_2S_3 se obtendrán si se mezclan 12,3 g de H_2S con 126 gramos de $Bi(NO_3)_3$ en disolución? PA (Bi = 209; S = 32).

A) 61,98 B) 81,98 C) 75,6
D) 98,61 E) 70,66

27. Se trata de 1,00 g de una muestra de dicloruro de europio $EuCl_2$, con un exceso de nitrato de plata acuoso, recobrándose todo el cloruro en la forma de 1,28 g de AgCl. La masa atómica del europio es: PA (Cl = 35,5; Ag = 107,8).

A) 81, 3 B) 94,2 C) 132,3
D) 142, 5 E) 153,0

28. Una expedición científica trae de un planeta X una muestra de un mineral que resulta ser el óxido de un metal M. Si el análisis de 1,82 g de la muestra arroja un contenido de 0,32 g de oxígeno, ¿cuál será la masa atómica del metal desconocido, asumiendo que la fórmula mínima del óxido es MO_2?

A) 16 B) 75 C) 150
D) 300 E) 350

29. Un volumen de 40 mL de una mezcla formada por CO y C_2H_2, se pone en contacto con 100 mL de O_2, todos a la misma condición de presión y temperatura. Si después de la combustión y luego de la condensación del vapor de agua, los gases que quedan ocupan 96 mL a las mismas condiciones de presión y temperatura iniciales. ¿Cuántos mL de C_2H_2 había en la mezcla?

A) 16 B) 18 C) 20
D) 24 E) 32

30. El fósforo se prepara de acuerdo con la reacción:

$$Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \longrightarrow CaSiO_3 + CO + P_4$$

Determinar las libras de fósforo (P_4), que se obtendrán a partir de 1000 lb de mineral de fosfato que contiene 70,5% de $Ca_3(PO_4)_2$, suponiendo que la reacción se lleva a cabo con un rendimiento del 80%. PA (P = 31; Ca = 40; Si = 28)

A) 141 B) 112,8 C) 176.3
D) 158,1 E) 81,2

31. En el proceso:

$$H_2S + Mn(OH)_3 \longrightarrow Mn_2S_3 + H_2O$$

Hallar los gramos de sulfuro mangánico Mn_2S_3 ($\overline{M}$ = 206) que se puede obtener con 68 gramos de ácido sulfhídrico H_2S ($\overline{M}$ = 34).

A) 137,3 B) 136 C) 88,4
D) 285 E) 745,6

32. En el proceso:

$$Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Los gramos de hidróxido férrico $Fe(OH)_3$ ($\overline{M}$ = 107) necesarios para producir 600 gramos de sulfato férrico $Fe_2(SO_4)_3$ ($\overline{M}$ = 400), son:

A) 321 B) 624 C) 123
D) 213 E) 567

33. En el proceso:

$$H_2S + Mn(OH)_3 \longrightarrow Mn_2S_3 + H_2O$$

Hallar los gramos de sulfuro mangánico Mn_2S_3 ($\overline{M}$ = 206) que se puede preparar con 530 gramos de hidróxido mangánico $Mn(OH)_3$ ($\overline{M}$ = 106).

A) 515 B) 360 C) 195
D) 285 E) 745

34. ¿Qué peso de CaO se obtiene a partir del calentamiento de 120 g de $CaCO_3$, si el rendimiento de la reacción es del 60%?
PA (Ca = 40; C = 12; O = 16)

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$

A) 67,2 B) 61,9 C) 53,7
D) 49,3 E) 40,3

35. Se someten a combustión 20 gramos de propano. ¿Cuántos gramos de CO_2 se producirán si el rendimiento de la combustión es 90%?

$$C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

A) 60 g B) 54 g C) 30 g
D) 44 g E) 20 g

36. ¿Cuántos litros de oxígeno se emplean para formar 12 litros de SO_3 gas?
En:

$$SO_2 + O_2 \longrightarrow SO_3$$

A) 3 L B) 6 L C) 9 L
D) 12 L E) 18 L

37. Determinar el volumen de NH_3 que se forma por la reacción de 12 L de H_2, según:

$$N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$$

A) 2 L B) 6 L C) 8 L
D) 12 L E) 15 L

38. Al reaccionar 20 g de carbono y 20 g de hidrógeno para formar el compuesto metano (CH_4), indicar el reactivo limitante.

A) C B) H_2 C) CH_4
D) C; H E) N.A.

39. Al reaccionar 1200 g de nitrógeno con 240 g de hidrógeno para formar NH_3. ¿Qué cantidad de amoniaco se forma?

A) 1130 g B) 1360 g C) 1420 g
D) 1480 g E) 1520 g

40. Hallar las moles de CO_2 en combustión completa de 3 moles de propano.

$$C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

A) 7 B) 3 C) 5
D) 1 E) 9

41. Hallar las moles que se forman de CO_2 en la combustión de 10 moles de metano de acuerdo a:

$$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

A) 2 B) 4 C) 6
D) 8 E) 10

42. En el proceso:

$$Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

¿Cuántos gramos de sulfato férrico $Fe_2(SO_4)_3$ ($\overline{M}$ = 400) se podrá obtener con 1,2 moles de ácido sulfúrico H_2SO_4?

A) 160 B) 624 C) 123
D) 213 E) 567

43. El cloruro de hidrógeno se produce en un quemador de gases mediante la reacción siguiente:

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

Con 7 moles de H_2, ¿cuántos gramos de cloro se requieren para reaccionar?
PA (Cl = 35,5)

A) 479 g B) 29,35 g C) 49,7 g
D) 497 g E) 48,8 g

44. 500 g de un mineral de $CaCO_3$ al 80% se descompone formando CO_2 y CaO. Hallar la masa de CO_2 obtenido de acuerdo a:

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$

PA (Ca = 40; C = 12; O = 16)

A) 176 g B) 112 g C) 224 g
D) 223 g E) 448 g

45. Un mineral de hematita (Fe_2O_3) pesa 400 g, y tiene una pureza del 80%. Determinar la masa de oxígeno liberado de acuerdo a:

$$Fe_2O_3 \longrightarrow Fe + O_2$$

A) 112 g B) 224 g C) 336 g
D) 96 g E) 28 g

46. En el proceso:

$$C_2H_6O + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

¿Cuántos átomos de alcohol etílico C_2H_6O ($\overline{M}$ = 46) se deben emplear para producir 134,4 litros de anhídrido carbónico a CN?

A) 138 B) 96 C) 462
D) 92 E) 682

47. ¿Cuántos litros de CO a CN se liberan al combustionarse incompletamente 75 g de C_2H_6?

$$C_2H_6 + O_2 \longrightarrow CO + H_2O$$

A) 112 L B) 240 L C) 22,4 L
D) 50 L E) 200 L

48. En el proceso:

$$CaH_2 + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

Hallar el volumen en litros de hidrógeno que a CN se podrá obtener con 84 gramos de hidruro de calcio CaH_2 ($\overline{M}$ = 42).

A) 89,6 B) 22,4 C) 33,6
D) 11,2 E) 5.6

49. Se introducen 580 g de $CaCO_3$ a una hoguera y se calcina, produciendo 280 g de CaO (cal viva). Calcular el rendimiento del proceso.
PA (Ca = 40; O = 16; C = 12)

A) 15% B) 25,4% C) 47,1%
D) 63,7% E) 86,2%

50. En el proceso:

$$Al + HCl \longrightarrow AlCl_3 + H_2$$

Determinar cuántas moles de ácido clorhídrico se deben emplear para combinarse con 81 g de Al (Al = 27).

A) 3 B) 6 C) 9
D) 12 E) 15

51. 20 gramos de cinta de magnesio se introducen en un volumen donde hay 8 gramos de oxígeno. ¿Qué masa de magnesio quedará sin reaccionar?

$$Mg_{(s)} + O_{2(s)} \longrightarrow MgO_{(s)}$$

PA (Mg = 24; O = 16)

A) 8 g B) 16 g C) 4 g
D) 2 g E) 12 g

52. ¿Qué cantidad de KOH se requiere para la saponificación de 1 gramo de grasa (triestearina) de masa molecular 890?

$$Grasa + 3KOH \longrightarrow Jabón + 3H_2O$$

PA (K = 39; H = 1; O = 16)

A) 188,76 mg B) 18,91 mg
C) 1,89 mg D) 63,63 mg
E) 126,02 mg

53. De acuerdo con la siguiente ecuación:

$$Cu(NO_3)_2 + KI \longrightarrow Cu_2 + I_2 + KNO_3$$

¿Qué cantidad de yodo se obtiene, a partir de un gramo de yoduro de potasio?
PA (K = 39,1; I = 126,9)

A) 1,52 g B) 764,4 mg C) 382,2 mg
D) 191,1 mg E) 1,14 g

54. Calcular la masa de dióxido de manganeso que reacciona con un exceso de ácido clorhídrico, de tal manera que se produzca 142 g de Cl_2.

$$MnO_{2(s)} + 4HCl_{(l)} \longrightarrow MnCl_{2(s)} + Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$$

$\overline{M}$ (MnO_2 = 87; Cl_2 = 71)

A) 142 B) 158 C) 79
D) 96 E) 174

55. Calcular cuántas moles de dióxido de carbono (CO_2) se produce, si 375 g de $CaCO_3$ con 80% de pureza se descompone según la reacción:

$$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

PA (Ca = 40; C = 12; O = 16)

A) 3,75 B) 3 C) 3,55
D) 2,95 E) 3,2

56. A partir de 0,303 g de $KClO_3$ se ha obtenido 0,1 g de O_2. Calcular el porcentaje de rendimiento de la reacción:

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$$

$\overline{M}$ ($KClO_3$ = 122,5)
PA (O = 16; K = 39; Cl = 35,5)

A) 84,2% B) 64% C) 94%
D) 74,2% E) 32%

57. El fluoruro de hidrógeno se utiliza en la manufactura de los freones (los cuales destruyen el ozono de la estratósfera) y en la producción de aluminio metálico. Se prepara mediante la reacción:

$$CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2HF$$

En un proceso se tratan 6 kg de CaF_2 con un exceso de H_2SO_4 y se producen 2,86 kg de HF. Calcule el porcentaje de rendimiento de HF.
PA (Ca = 40; H = 1; F =19)

A) 9,295% B) 92,95% C) 4,648%
D) 46,48% E) 23,24%

58. El carburo de calcio se obtiene en hornos eléctricos según la reacción:

$$CaO + C \longrightarrow CaC_2 + CO$$

Si se tratan 280 g de cal viva con 80% de pureza, determine la masa, en gramos, de carburo de calcio producido.
PA (Ca = 40; O = 16; C = 12)

A) 256 B) 128 C) 512
D) 64 E) 32

59. Calcular cuántos gramos de amoniaco (NH_3) se formarán a partir de 14 g de hidrógeno y 14 g de nitrógeno, según la reacción:

$$H_{2(g)} + N_{2(g)} \longrightarrow NH_{3(g)}$$

PA (H = 1; N = 14)

A) 1,7 B) 34 C) 28
D) 3,4 E) 17

60. Se tratan 400 g de carbonato de calcio, $CaCO_3$. Si durante el proceso de pirólisis el rendimiento es del 60%, determine la masa de CO_2 producido según la reacción:

$$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

PA (Ca = 40; C = 12; O = 16)

A) 106,5 g B) 70,4 g C) 283,3 g
D) 211,2 g E) 105,6 g

61. El bromuro de potasio (KBr) tratado por el cloro, produce cloruro de potasio (KCl) y bromo.

$$2KBr_{(ac)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2KCl_{(ac)} + Br_{2(l)}$$

¿Cuántas moles de KCl se obtienen por el tratamiento de 476 g de KBr con un exceso de Cl_2?
PA (K = 39; Br = 80)

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

62. ¿Cuántas moles de O_2 se desprenden por el calentamiento de 490 g de clorato de potasio ($KClO_3$), según la siguiente ecuación?

$$2KClO_{3(s)} \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

PA(K = 39; Cl = 35,5; O = 16)

A) 4 B) 5 C) 6
D) 7 E) 8

63. Al quemar 36 gramos de carbono con oxígeno, calcular la cantidad de anhidrido carbónico obtenido. PA (C = 12; O = 16.)

A) 13,8 g B) 132 g C) 36 g
D) 96 g E) 80 g

64. El nitrito de amonio, NH_4NO_2, se descompone por acción del calor en agua y nitrógeno.

$$NH_4NO_{2(s)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + N_{2(g)}$$

¿Cuántas moles de H_2O se obtendrán a partir de la descomposición de 2,5 moles de NH_4NO_2?

A) 2,5 B) 5 C) 6,25
D) 1,25 E) 0,75

65. La combustión del gas butano (C_4H_{10}) se efectúa de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$2C_4H_{10(g)} + 13O_{2(g)} \longrightarrow 8CO_{2(g)} + 10H_2O_{(l)}$$

Si se tienen 0,6 moles de gas butano, ¿cuántas moles de O_2 se necesitan para su combustión?

A) 6,8 B) 4,2 C) 3,9
D) 2,6 E) 1,4

66. En la síntesis del agua, 40 gramos de oxígeno se combinan en condiciones normales con ..... de hidrógeno.

A) 50 g B) 25 g C) 5 g
D) 80 g E) 150 g

67. Cuando se combinan 22,4 L de hidrógeno con 11,2 L de oxígeno a condiciones normales, ¿cuántos gramos de agua se obtienen?

A) 27 B) 36 C) 33
D) 18 E) 64

68. Si se combustionan 40 moles de butano (C_4H_{10}), otro componente del gas de Camisea, ¿cuántos gramos se producen del gas invernadero, CO_2? PA (C = 12; H = 1; O = 16)

A) 14 080 B) 3520 C) 3600
D) 7040 E) 10 560

69. ¿Qué volumen de CO_2 en condiciones normales obtendremos al añadir exceso de ácido clorhídrico a 8 gramos de $CaCO_3$?

$$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow CaCl_{2(ac)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

PA (Ca = 40; C = 12; O = 16)

A) 2,13 L B) 17,9 L C) 21,3 L
D) 1,79 L E) 0,89 L

70. ¿Cuántos litros de oxígeno, en condiciones normales, se obtiene al calentar 35 g de $KClO_3$?

$$2KClO_{3(s)} \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

PA (K = 39; Cl = 35,5; O = 16)

A) 3,2 B) 9,6 C) 6,4 D) 19,2 E) 12,8

71. Se quema 1,6 g de metano, CH_4, con exceso de oxígeno. Determine cuántas moles dióxido de carbono se forman según la siguiente ecuación:

$$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

A) 0,01 moles B) 0,1 moles C) 1 mol
D) 0,02 moles E) 0,2 moles

72. En la síntesis del amoniaco, se combinan 60 litros de $N_{2(g)}$ con exceso de hidrógeno. ¿Qué volumen de amoniaco se obtiene suponiendo condiciones de Avogadro?

A) 30 L B) 60 L C) 15 L D) 120 L E) 160 L

73. Se queman 4,6 gramos de sodio metálico con exceso de oxígeno. ¿Cuántas moléculas de óxido de sodio, Na_2O, se formará en dicha reacción? PA (Na = 23)

A) $3,0115 \times 10^{23}$ B) $1,8069 \times 10^{24}$
C) $6,023 \times 10^{22}$ D) $6,023 \times 10^{23}$
E) $6,023 \times 10^{24}$

CLAVES

1. E	11. E	21. C	31. A	41. E	51. A	61. D	71. B
2. B	12. E	22. D	32. A	42. A	52. A	62. C	72. D
3. B	13. B	23. D	33. A	43. D	53. A	63. B	73. C
4. D	14. B	24. E	34. E	44. A	54. E	64. B	
5. E	15. B	25. C	35. B	45. D	55. B	65. C	
6. A	16. D	26. A	36. B	46. A	56. A	66. C	
7. D	17. B	27. E	37. C	47. A	57. B	67. D	
8. B	18. C	28. C	38. B	48. A	58. A	68. D	
9. D	19. C	29. D	39. B	49. E	59. E	69. D	
10. D	20. A	30. B	40. E	50. C	60. E	70. C	

Soluciones

capítulo 14

John Tyndall (Leighlinbridge, Irlanda, 2 de agosto de 1820-Hindhead, 4 de diciembre de 1893) fue un físico irlandés conocido por su estudio sobre los coloides. Investigó el llamado «efecto Tyndall», al cual se le llamó de esta manera en honor a su nombre.

Este efecto se produce cuando un haz de luz relativamente angosto pasa a través de un coloide, como son las partículas de polvo que están en el aire, ya que estas desvían la luz y aparecen como pequeñas y brillantes manchas. En una solución, la apariencia es diferente. La desviación de la luz en un coloide ocurre porque las grandes partículas que están en él la reflejan produciendo un haz visible que se puede observar. Por lo tanto, un haz de luz que pasa a través de una solución es invisible. Eso explica el efecto «orbes» (unas manchitas blancas como gotitas de agua) en las fotos digitales y que erróneamente son tomadas como fenómenos paranormales o energía concentrada de la atmósfera. Los «orbes» son producto de este efecto de la física clásica.

En 1887 confirmó la teoría de biogénesis, formulada por Luis Pasteur en 1864, aplicando la esterilización por calentamiento discontinuo, la que actualmente se conoce como «tindalización»; también evidenció la existencia de formas microbacterianas por reposo, muy resistentes al calor. Gracias a esta demostración se le reconoce como el padre de la Microbiología, junto a Pasteur.

Fuente: Wikipedia

◀ SISTEMA DISPERSO

Es cualquier medio homogéneo que contiene diseminadas en su cuerpo partículas de cualquier tamaño y estado. Las sustancias que se pueden distinguir en una dispersión son: sustancia dispersante o continua y la sustancia dispersa o discontinua, ambas pueden tener diferente tamaño y encontrarse en los diferentes estados de ia materia.

◀ CLASIFICACIÓN DE LAS DISPERSIONES

De acuerdo al tamaño y forma de las partículas dispersas, se pueden clasificar en:

Suspensión. Tipo de dispersión donde la sustancia dispersa tiene poca o ninguna afinidad por la sustancia dispersante y sus partículas se mantienen distribuidas uniformemente en el medio dispersante, hasta que estas sedimenten en el fondo. Las partículas en suspensión se pueden separar del medio mediante una filtración.

Ejemplo: Arcilla en agua

Tamaño de partícula: $d > 1\ \mu m$

Coloide. Tipo de dispersión donde las partículas dispersas son relativamente pequeñas.
Si las partículas tienen afinidad por la sustancia dispersante se denominan "liófilos" y si no tienen afinidad se llaman "liófobos".

Los sistemas coloidales se difunden lentamente a través de una membrana, generalmente no son transparentes y las partículas dispersas pasan a través del papel de filtro; son invisibles al microscopio y no se separan de la dispersión al dejarla en reposo, se pueden separar por centrifugación.

Tamaño de partícula: $1\ nm < d < 1\ \mu m$

Clases de dispersiones coloidales

Fase dispersante	Fase dispersa	Nombre genérico	Ejemplo
Gas	Sólido	Aerosol sólido	Humo, polvo
Gas	Líquido	Aerosol líquido	Nubes
Líquido	Sólido	Sol	Pintura, jaleas, Dispersiones de almidón
Líquido	Líquido	Emulsión	Leche, mayonesa
Líquido	Gas	Espuma	Espuma de jabones, Niebla
Sólido	Sólido	Sol sólido	Algunas aleaciones Esmeralda, rubí, vidrio
Sólido	Líquido	Emulsión sólida	Mantequilla, gelatina,
Sólido	Gas	Espuma sólida	Piedra pómez

◀ CARACTERÍSTICAS DEL AGUA

En las soluciones líquidas (dispersión acuosa), el disolvente o fase dispersante es el agua, por ello la necesidad de tomar en cuenta los caracteres particulares de ella.

Características particulares de la molécula del agua

Los dos átomos de hidrógeno se encuentran unidos al oxígeno por enlaces covalentes polares porque el oxígeno es más electronegativo (3,5) que el hidrógeno (2,1), donde el oxígeno resulta con carga parcial negativa y el hidrógeno con carga parcial positiva.
Los enlaces se producen con orbitales p del oxígeno, que son perpendiculares entre sí y por lo tanto, los enlaces hidrógeno-oxígeno deben tener un ángulo de 90° entre sí. Sin embargo, ocurre que siendo ambos enlaces de tipo polar, los extremos del hidrógeno tienen parcialmente cargas positivas y se repelen formándose un ángulo de 104°.

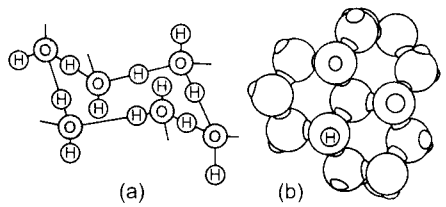
Por su carácter polar, varias moléculas pueden asociarse atraídas por sus extremos de carga opuesta, los átomos de hidrógeno de una molécula atraen a los átomos de oxígeno de otras, formando enlaces puentes de hidrógeno entre las moléculas que, aunque débiles, dan lugar a la formación de asociación de moléculas $(H_2O)_n$.

Estados físicos del agua

En forma natural, el agua se puede encontrar en los estados gaseoso, líquido y sólido.
En el estado gaseoso, conocido como vapor de agua,

sus moléculas no se asocian sino que se mantienen separadas, se mueven a gran velocidad obedeciendo a las leyes de los gases.

En el estado líquido, las moléculas se unen formando en su mayor parte grupos de fórmula $(H_2O)_2$ o $(H_2O)_3$, mientras que en el hielo, su estado sólido, se unen 6 moléculas de H_2O mediante puentes de hidrógeno formando un hexaedro. Esta estructura abierta del hielo da como resultado grandes espacios vacíos, lo que causa que tenga una densidad menor que la del agua líquida. Esto explica el hecho de que el hielo flote sobre el agua y que su volumen sea mayor que el de esta.



(a) Puentes de hidrógeno del hielo.
(b) El ordenamiento hexagonal del hielo es menos compacto que el agua líquida.

PROPIEDADES DEL AGUA

Propiedades físicas

Líquido incoloro, sin sabor ni olor.
Temperatura de ebullición: 100 °C (a 1 atm de presión)
Densidad a 4 °C: 1 g/mL

Propiedades químicas

1. Reacciona con los metales más activos (K, Na, Ca, Ba, etc.) produciendo hidróxidos y desprendiendo hidrógeno.

   Ejemplo:

   $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_{2(g)}$
   $2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_{2(g)}$

2. Reacciona con los óxidos de los metales (óxidos básicos) produciéndo hidróxidos.

   Ejemplos:

   $BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$
   $Li_2O + H_2O \rightarrow 2LiOH$

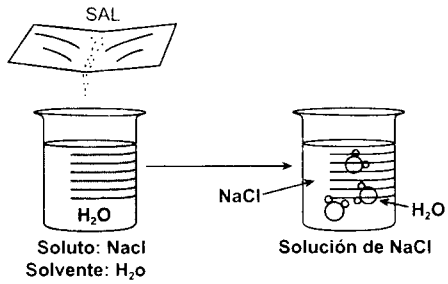
3. Reacciona con los óxidos de los no metales (óxidos ácidos) dando lugar a los ácidos oxácidos.

   Ejemplos:

   $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
   $Cl_2O + H_2O \rightarrow 2HClO$

SOLUCIONES (disoluciones)

Son mezclas homogéneas (**una fase**) que contienen dos tipos de sustancias denominadas **soluto y solvente**; que se mezclan en proporciones variables sin cambio alguno en su composición, es decir, no existe reacción química.



Solución = soluto + solvente

Soluto. Es la sustancia que se disuelve y siempre se encuentra en menor proporción, ya sea en masa o volumen.

En una solución pueden haber varios solutos. A la naturaleza del soluto se deben el color, el olor, el sabor y la conductividad eléctrica de las disoluciones.

El soluto da el nombre a la solución.

Solvente (disolvente). Es la sustancia que disuelve o dispersa al soluto y generalmente se encuentra en mayor proporción.

Existen solventes "polares": agua, alcohol etílico y amoniaco.

Los solventes "no polares": benceno (C_6H_6), tetracloruro de carbono (CCl_4), éter ($C_2H_5 - O - C_2H_5$).

En las soluciones líquidas se toma como "solvente universal al H_2O" debido a su "alta polaridad".

El solvente da el aspecto físico de la solución.

Tipos de solución

Soluciones sólidas. Son aquellas donde el disolvente es un sólido.

Soluto		Solvente		
Sólido	en	sólido	⇒	aleación Cu – Zn
Líquido	en	sólido	⇒	mercurio en plata
Gas	en	sólido	⇒	oclusión del H ...(*)

(*) Es la propiedad que presenta el gas de poder distribuir a través de los poros de ciertos metales como el platino o el paladio, es decir, el sólido absorbe el gas.

Soluciones líquidas. Son aquellas donde el disolvente es un líquido.

Soluto		Solvente		
Sólido	en	líquido	⇒	sal común (NaCl) en agua
Líquido	en	líquido	⇒	agua y alcohol
Gas	en	líquido	⇒	agua gaseosa (CO_2 en agua)

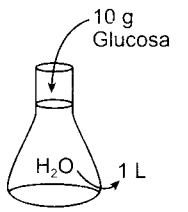
Soluciones gaseosas. Son aquellas donde el solvente es un gas.

Soluto		Solvente		
Sólido	en	gas	⇒	humo, aerosoles.
Líquido	en	gas	⇒	humedad
Gas	en	gas	⇒	aire seco (O_2: 20%; N_2: 80%)

Clasificación de la solución

De acuerdo a la cantidad de soluto:

a. **Diluidas.** Son aquellas soluciones que contienen una cantidad pequeña de solutos y por ello son algo cristalinas. Por ejemplo: agua potable, agua oxigenada (3% H_2O_2 o peróxido de hidrógeno).
Suero: 6% dextrosa o glucosa.



1 L = 1000 cm^3 <> 1000 g (H_2O)

$$\%m_x = \frac{m_x}{m_T}(100)$$

$$\%\ \text{masa}_{\text{glucosa}} = \frac{10}{1010}(10) = 1$$

1% glucosa

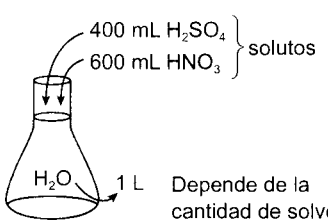
Interpretación: 30% NaCl

30 g de NaCl en 100 g solución

o 30% NaCl <> $\frac{30\ g\ NaCl}{100\ g\ sal}$

b. **Concentradas.** Son aquellas soluciones que presentan una apreciable cantidad de soluto. Por ejemplo: ácido muriático al 37% HCl en masa. Agua regla (75% HCl y 25% HNO_3 en vol.)

$$\%V_x = \frac{V_x}{V_{sol.}}(100)$$



$$\Rightarrow \%\ V_{H_2SO_4} = \frac{400}{2000}(100) = 20\%$$

$$\%\ V_{HNO_3} = \frac{600}{2000}(100) = 30\%$$

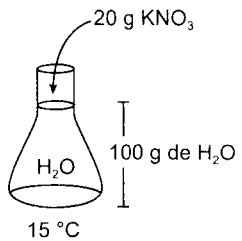
Notar que a las soluciones diluidas y concentradas se les denomina "soluciones no saturadas".

c. **Saturadas.** Son aquellas soluciones que contienen la máxima cantidad de soluto disuelto que puede disolverse a una temperatura determinada.
Sus valores se tabulan en tablas.

Ejemplo:

Soluciones saturadas: $\frac{m_{sto.\ disuelto}}{100\ g\ H_2O}$

	15 °C	25 °C	50 °C
KNO_3	20 g	55 g	110 g
NaCl	36 g	36,6 g	37 g
Na_2SO_4	60 g	53 g	44 g



A 15 °C en H_2O se disuelven como máximo 20 g de sal (KNO_3). Si luego se añade más sal esta quedará sin disolverse.

d. **Sobresaturadas.** Son aquellas soluciones en la que se ha logrado disolver un poco más de la máxima cantidad de soluto disuelto, con ayuda de calentamientos suaves o ligeros.

Solubilidad (S).

Es una concentración física que nos indica la máxima cantidad en masa de soluto que se puede disolver en 100 g de agua a una temperatura determinada.

$$S_{(T\ °C)} = \frac{m_{sto.\ g\ disuelto}}{100\ g\ H_2O}$$

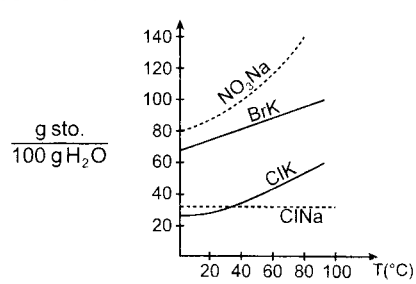
La solubilidad de las sustancias generalmente aumenta al elevarse la temperatura.

La representación gráfica de las solubilidades se realiza mediante las curvas de solubilidad.

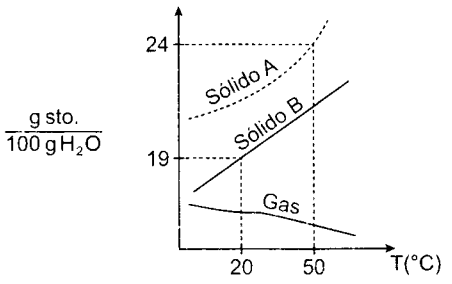
Si se enfría una disolución saturada la solubilidad disminuye y por lo tanto el exceso de soluto se separa de la disolución en forma de cristales.

La solubilidad de los gases en líquidos es inversamente proporcional a la temperatura y directamente proporcional a la presión. Por ejemplo: bebidas carbónicas (Coca Cola, Inca Kola) donde el gas (CO_2) anhídrido carbónico se absorbe a temperatura baja (4 °C) y a la temperatura ambiente (23 °C) se observa desprendimiento de burbujas.

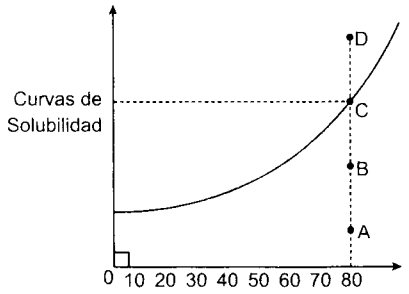
Curvas de solubilidad



Ejemplo:



El sólido A es más soluble.
Los gases son poco solubles, a mayor temperatura.



A 80 °C las soluciones:
"A" y "B" son no saturadas
"C" es "solución saturada"
D es solución sobresaturada

Aplicación:

¿Cuánto se disuelve del sólido A a 50 °C en 1 litro de agua?

Resolución:

Del gráfico: curva de solubilidad

a 50 °C: $1L <> 100\ g\ (H_2O)$

$$24\ g\ (A) \longrightarrow 100\ g\ H_2O$$
$$X \longleftarrow 1000\ g\ H_2O$$

X: 240 g (soluto A) se disuelven.

De acuerdo a la conductividad

a. **Electrolíticas.** Se le llama también soluciones iónicas y presentan una apreciable conductividad eléctrica.

Ejemplo:

Soluciones acuosas de ácidos como: HCl, H_2SO_4, HNO_3
Bases como: NaOH. KOH
Sales como: NaCl, $CaCO_3$

b. **No electrolíticas (soluciones moleculares).** Su conductividad es prácticamente nula; no forma iones y el soluto se disgrega hasta el estado molecular. Por ejemplo: soluciones de azúcar, alcohol, glicerina, presentan el fenómeno de "osmosis".

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Físicas

a. **Porcentaje en masa:**

$$\%m_{sto.} = \frac{m_{sto.}}{m_{sol}}(100)$$

$\%m_{sto}$: porcentaje en masa de soluto
m_{sto}: masa de soluto
m_{sol}: masa de la solución

Solución al 40% de NaOH.

40 g de soluto (NaOH) disuelto en 100 g de solución.

b. **Porcentaje en volumen:**

$$\%V_{sto.} = \frac{V_{sto.}}{V_{sol}}(100)$$

$\%V_{sto.}$: porcentaje en volumen de soluto
$V_{sto.}$: volumen de soluto
V_{sol}: volumen de la solución

Ejemplo:

20% en volumen de una solución de ácido clorhídrico

20 mL de HCl en 100 mL de solución

$$20\% <> \frac{200\ mL\ sto.}{100\ mL\ sol.}$$

c. **Masa de soluto en volumen de solución (C)**

$$C = \frac{m_{sto.}}{V_{sol}}$$

C: concentración de la solución $\left(\frac{g}{mL}; \frac{mg}{mL}; \ldots\right)$
m_{sto}: masa de soluto
$V_{sol.}$: volumen de la solución

Donde: $1\ ppm = \frac{1mg}{L}$

Químicas

a. **Molaridad (M).** Nos indica las moles de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{n_{sto.}}{V_{sol.}\ldots L} \qquad \text{Donde: } n_{sto.} = \frac{m_{sto.}}{\overline{M}_{sto.}}$$

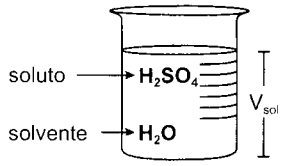
$$3M <> M = 3\ \frac{mol}{L}$$

1 L solución contiene 3 mol soluto.

Aplicación:

Se tiene 196 g de H_2SO_4 en 1 litro de solución. Hallar la molaridad de la solución:

Resolución:



$V_{sol.} = 1L$

Soluto: H_2SO_4

$$\left.\begin{matrix} m_{sto} = 196\ g \\ \overline{M} = 98 \end{matrix}\right\} n = \frac{196}{98} = 2$$

$$\therefore M = \frac{n_{sto.}}{V_{sol.}} = \frac{2}{1} = 2 = 2$$

Expresiones: $\overline{M} = 2$; $2\frac{mol}{L}$; 2 molar (2M)

b. Normalidad (N). Nos indica el número de equivalentes de soluto por litro de solución.

$$N = \frac{n.^{\circ}\ Eq_{(sto)}}{V_{sol}\ ...\ L}$$

n.° $Eq_{(sto.)}$: número de equivalentes de soluto.

$$n.^{\circ}\ Eq = \frac{m}{m_{eq}}$$

Del problema anterior, hallar N.
Soluto: H_2SO_4
$m = 196\ g$; $V_{sol.} = 1L$
$\overline{M} = 98$
$\theta = 2$

$$n.^{\circ}\ Eq = \frac{m}{m_{eq}} = \frac{196}{\frac{98}{2}} = 4$$

$$N = \frac{n.^{\circ}eq}{V_{sol.}} = \frac{4}{1} = 4$$

$N = 4$; $4\frac{Eq}{L}$; 4 normal (4 N)

Relación entre N y M

$$N = \frac{n.^{\circ}Eq}{V_{sol.}} = \frac{n_{sto}}{V_{sol.}}\theta$$

$$N = M\theta$$

Del problema anterior:
$M = 2$; $\theta = 2$ $\quad \therefore N = 2(2) = 4$

c. Molalidad (m). Nos indica el número de moles de soluto por kilogramo de solvente.

$$m = \frac{n_{sto}}{m_{ste}\ ...\ kg}$$

$2m \rightarrow 2$ molal $\rightarrow 2\frac{mol}{kg}$

1 kg solvente $\longrightarrow$ 2 mol soluto.

Aplicación:
Hallar la molalidad de una solución que contiene 36 g de agua disuelto en 250 g de alcohol etílico ($CH_3 - CH_2OH$).

Resolución:
Soluto: H_2O

$$\left.\begin{matrix} m = 36\ g \\ \overline{M} = 18 \end{matrix}\right\} n = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{36}{18} = 2$$

$n = 2$ mol

Solvente: (alcohol)
$m_{alcohol} = 250\ g = 0.25\ kg$

$$m = \frac{n_{sto.}}{m_{ste}} = \frac{2}{0,25}$$

$m = 8$; $8\frac{mol}{kg}$; o molal (8m)

d. Fracción molar (fm). Nos expresa la composición de una solución, representa la proporción de partículas de dimensiones atómicas o moleculares de una solución.

$$fm_{sto} = \frac{n_{sto.}}{n_{sol}} \qquad fm_{ste.} = \frac{n_{ste.}}{n_{sol.}}$$

Condición: $fm_{sto} + fm_{ste} = 1$

Aplicación:
Una solución dada contiene 80 g de soda NaOH y 324 g de agua. ¿Cuáles son las concentraciones en fracciones molares de los componentes de la solución?

Resolución:

Soluto: NaOH	Solvente: H_2O
$m_{sto} = 80\ g$	$m_{ste} = 324$
$\overline{M} = 40$	$\overline{M}_{ste.} = 18$
$n_{sto.} = \frac{80}{40} = 2$	$n_{ste.} = \frac{324}{18} = 18$

$n_{sol} = n_{sto} + n_{ste.} \Rightarrow n_{sol} = 2 + 18 \Rightarrow n_{sol} = 20$

$fm_{sto} = \frac{n_{sto.}}{n_{sol.}} = \frac{2}{20} \Rightarrow fm_{sto.} = 0,1$

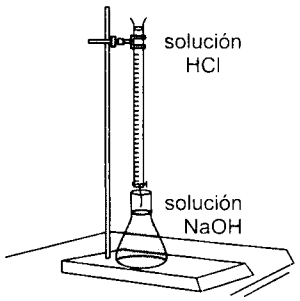
$fm_{ste.} = \frac{n_{ste.}}{n_{sol.}} = \frac{18}{20} \Rightarrow fm_{ste} = 0,9$

◀ NEUTRALIZACIÓN ÁCIDO – BASE

TITULACIÓN

Es el procedimiento que permite determinar la concentración de una solución ácida o básica.

Se realiza añadiendo un ácido o base a una base o ácido, para indicar el punto final o punto de neutralidad que se percibe por el viraje de un indicador . A este proceso también se le llama "titulación" o "valorización".

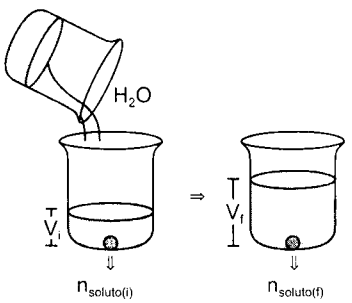


En el punto final
n.° equiv. ácido = n.° equiv. base

$$N_{ácido}\ V_{ácido} = N_{base}\ V_{base}$$

DILUCIÓN

En química, con frecuencia es necesario diluir soluciones para pasar de una concentración a otra agregando más solvente a la solución. Si se diluye una solución con solvente puro, el volumen de la solución aumenta; pero el número de moles de soluto en la solución permanece igual. Así, la molaridad (moles/litros) de la solución disminuye. Es importante leer con cuidado el problema para distinguir entre (1) cuanto solvente se debe agregar para diluir una solución a determinada concentración y (2) a qué volumen se debe diluir para preparar la solución de determinada concentración.



$$n_{soluto(i)} = n_{soluto(f)}$$

$$M_i\ V_i = M_f\ V_f$$

M : molaridad.

También:

$$N_i\ V_i = N_f\ V_f$$

N: normalidad

Para relacionar porcentaje en masa (%W)

$$\%\ W_i\ W_i = \%\ W_F\ W_F$$

%W: porcentaje en masa de soluto.
W: masa de la solución

La siguiente tabla resume las unidades de concentración comúnmente usadas:

Unidades de concentración notables

Evaluaciones	Simbolo	Definición
Porcentaje en masa	%m/m	$\frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa de solución}}(100)$
Partes por millón	ppm	$\frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa de solución}}(1000\,000)$
Porcentaje en masa/vol.	%m/V	$\frac{\text{Masa de soluto}}{\text{mL de solución}}(100)$
Porcentaje en vol.	%V/V	$\frac{\text{mL de soluto}}{\text{mL de solución}}(100)$
Molaridad	M	$\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{L de solución}}$
Normalidad	N	$\frac{\text{Equivalentes de soluto}}{\text{L de solución}}$
Molalidad	m	$\frac{\text{Moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$

COLOIDES

Una disolución es una mezcla homogénea en la que no tiene lugar sedimentación y en la cual las partículas de soluto están en el estado molecular o iónico de subdivisión. Esto representa un extremo de las mezclas. El otro extremo es la "suspensión", una mezcla claramente heterogénea en la que las partículas con apariencia de soluto se depositan después de mezclarse con una fase, con apariencia de disolvente.

Tal situación resulta cuando la arena se agita en agua. Los coloides representan un tipo intermedio de dispersión en la que las partículas con apariencia de soluto o "fase dispersa" se suspenden en la fase con apariencia de disolvente o "medio dispersante". Las partículas de la fase dispersa son tan pequeñas que no se produce la sedimentación. Sin embargo, son lo suficientemente grandes como para hacer que la mezcla aparezca turbia o aún opaca, porque la luz se dispersa a medida que pasa a través del coloide.

El cuadro indica que todas las combinaciones de sólidos, líquidos y gases pueden formar coloides excepto las mezclas de gases que no reaccionan (todas las cuales son homogéneas) y son por lo tanto, disoluciones verdades. El que una mezcla determinada forme una disolución, una dispersión coloidal o una suspensión depende del tamaño de las partículas con apariencia de soluto. así como de la solubilidad y miscibilidad.

Tipos de coloides

Fase (con apariencia de soluto) dispersa		Medio (con apariencia de disolvente) dispersante	Nombre común	Ejemplos
Sólido	en	Sólido	Sol sólido	Muchas aleaciones (como el acero o el duraluminio).
Líquido	en	Sólido	Emulsión sólida	Queso, mantequilla, gelatinas
Gas	en	Sólido	Espuma sólida	Esponja, caucho, piedra pómez, estirofoam.
Sólido	en	Líquido	Soles y geles	Leche de tierra, pinturas, barro, pudines.
Líquido	en	Líquido	Emulsión	Leche, crema facial, aderezos de ensalada, mayonesa.
Gas	en	Líquido	Espuma	Espuma de afeitar, nata batida, espuma de cerveza.
Sólido	en	Gas	Aerosol sólido	Humo, virus aéreos y partículas de materia, escapes de los coches.
Líquido	en	Gas	Aerosol líquido	Niebla, bruma, aerosoles, nubes.

Diámetro molecular de las partículas dispersas de las dispersiones

Mezcla	Ejemplo	Tamaño aproximado de partícula
Suspensión	Arena en agua	mayor de 10 000 Å
Dispersión coloidal	Niebla	10 – 10 000 Å
Disolución	NaCl en agua	1 – 10 Å

Los sistemas coloidales se clasifican en liófobos o liófilos. Los "coloides liofóbicos" son suspensiones de partículas de tamaño colidal y no soluciones de agregados de partículas primarias, pues liófobo quiere decir enemigo del disolvente, lo cual significa que hay muy poca o ninguna atracción o afinidad entre el medio dispersante y las partículas de la fase dispersa. Estos sistemas son termodinámicamente inestables en lo que respecta a la formación de grandes agregados no coloidales. Si se trata de dos líquidos, la condición inestable correspondiente constaría de dos capas líquidas separadas.

Los "coloides liofílicos" son verdaderas soluciones de macromoléculas o de micelas (agregados de moléculas primarias más pequeñas) que tienen dimensiones en el intervalo del tamaño coloidal. En estos sistemas hay fuerte atracción entre el medio y las partículas.

Entre los coloides "liofílicos", se cuentan muchos polímeros naturales y sintéticos, sustancias de gran importancia como proteínas, ácidos nucleicos, almidones y otras macromoléculas.

En este grupo, están comprendidos los coloides de asociación, formados por micelas que constan de una parte liófoba y una liófila, como jabones, detergentes, emulsificantes y humectantes, al igual que productos biológicos muy importantes, como ácidos cólicos, sus sales y sus derivados.

Las soluciones de coloides liófilos difieren de las soluciones moleculares verdaderas porque el gran tamaño de las macromoléculas o de las micelas conduce a propiedades distintas y a técnicas de estudio muy diferentes.

Propiedades de los sistemas coloidales:

a. El efecto Tyndall es el fenómeno por el que se pone de manifiesto la presencia de partículas coloidales, al parecer, como puntos luminosos, debido a la luz que dispersan. Este efecto es utilizado para diferenciar las dispersiones coloidales de las disoluciones verdaderas.

b. No pueden verse las micelas, pero sí el movimiento que describen, que es desordenado describiendo complicadas trayectorias en forma de zigzag, y el movimiento que describen es el movimiento browniano. El estudio detallado de este movimiento permitió a Jean Perrin calcular uno de los primeros valores del número de Avogadro.

c. El color característico de muchos coloides se debe a la dispersión selectiva de la luz por las micelas coloidales.

d. Las micelas están cargadas eléctricamente.

Esta carga es debida a:

- La disociación de macromoléculas.
- La absorción preferente por las micelas de uno de los tipos de iones presentes en el medio dispersivo. Es por esto que todas las micelas de una dispersión coloidal tienen cargas eléctricas del mismo signo.

Cuando una dispersión coloidal se coloca entre dos electrodos, los cuales están sometidos a una diferencia de potencial, todas las partículas coloidales emigran hacia uno de los electrodos, fenómeno denominado electroforesis. Si se ponen en contacto las micelas con el electrodo de signo opuesto, pierden su carga y se aglomeran, entonces precipitan denominándose a dicho proceso "coagulación del coloide". Sin embargo, la coagulación también se puede producir en casos por la adición de pequeñas cantidades de sales, etc.

Purificación de coloides

Los coloides, en virtud de su preparación, sobre todo si es por reacciones químicas, suelen ir acompañados de iones u otros componentes solubles de peso molecular bajo, los cuales han de eliminarse hasta cierto punto.
El principio en el que se basan en general los métodos de purificación es la considerable diferencia de tamaño entre las partículas coloidales y las moléculas en solución verdadera, por lo cual estas pueden atravesar membranas que, en cambio, son impermeables para las partículas dispersas.

Diálisis

Se usan membranas semipermeables para la purificación de las soluciones coloidales por diálisis. En este proceso se suele introducir la dispersión en un recipiente cuyo fondo o cuyas paredes son membranas semipermeables y que se sumerge en el disolvente puro que se hace circular de modo continuo. Los componentes de bajo peso molecular atraviesan la membrana y son eliminados de la dispersión.

El tipo de membrana depende del sistema que ha de purificarse. Las usadas con mayor frecuencia son las de colodión o de celofán sin tratar.

Ejemplos:

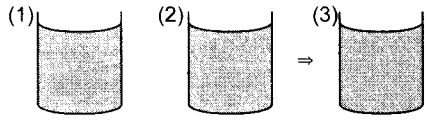
1. Se tiene una solución al 60% en masa HCl. ¿Qué masa de este debe agregarse a una solución de HCl de volumen 500 mL (D_{sol} = 1,2 g/mL) al 40% para no obtener una solución del mismo ácido al 50% en masa?

   Resolución:

   $$\% m_{sto.} = \frac{m_{sto.}}{m_{sol.}}(100)$$

   $$\Rightarrow m_{sto.} = \boxed{\frac{\%m_{sto.}}{100} m_{sol}}$$

   sto: HCl
   ste: H_2O



$m_{sol.} = x$ $\quad D_{sol.} = 1{,}2\ g/cm^3$ $\quad m_{sol.} = x + 6000$

$$m_{sto.} = \frac{60}{100}x \quad V_{sol.} = 500\,cm^3 \quad m_{sto.} = \frac{50}{100}(x+600)$$

$$m_{sol.} = 600\ g$$

$$m_{sto.1} + m_{sto.2} = m_{sto.3}$$

$$\frac{60}{100}(x) + \frac{40}{100}(600) = \frac{50}{100}(x + 600)$$

$$x = 600\ g$$

2. Experimentalmente la solubilidad de la potasa caústica (KOH) a 40 °C es 0,8. Con estos datos determinar:

   a. % masa de la solución saturada.
   b. molalidad (m): $\overline{M}$ KOH = 56

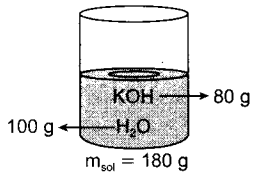
   Resolución:

   $$S = \frac{M_{sto.}}{100\,g\,H_2O} \qquad S = 0{,}8 = \frac{80}{100}$$

   80 g sto. en 100 g H_2O (100 mL H_2O)

   a. $m_{sto.} = 80\ g$
      $m_{ste.} = 100\ g <> 0{,}1\ kg$

      $$\%m = \frac{n_{sto}}{n_{sol.}}(100)$$



$$\%m = \frac{80}{100}(100)$$

$$\%KOH = 44{,}4\%$$

   b. $$m = \frac{n_{sto.}}{m_{ste.}} = \frac{\frac{80}{56}}{0{,}1} = 14{,}3$$

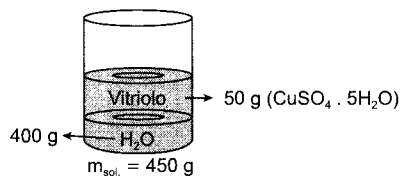
      m = 14,3 molal (14,3m)

3. Determinar el porcentaje de masa de sulfato cúprico ($CuSO_4$) en una disolución obtenida disolviendo 50 g de vitriolo azul ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) y 400 g de agua. $\overline{Ar}$ (Cu = 63,5)

   Resolución:

   $$\%\, m_{CuSO_4} = \frac{M_{CuSO_4}}{m_{sol.}}(100) \ldots (\alpha)$$

   De: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ($\overline{M}$ = 249, 5)



Relacionando:

$$1\ mol\ \underbrace{CuSO_4 \cdot 5H_2O} \longrightarrow 1\ mol\ \underbrace{CuSO_4}$$

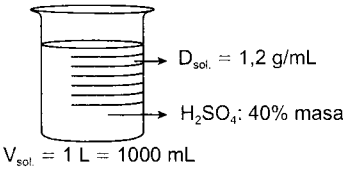
$$\begin{array}{ccc} 249,5 & \text{---------} & 159,5 \\ 50\ g & \longrightarrow & m \end{array}$$

$$m = \frac{50}{249,5}(159,5) = 32\ g$$

En (α): $\%CuSO_4 = \frac{32}{450}(100) = 7,11\%$

4. La densidad de una disolución al 40% en peso es H_2SO_4 ($D_{sol.} = 1,2$ g/mL). Determinar la molaridad, normalidad y molalidad.

Resolución:



Se asume: 1L de solución

masa solución = 1,2(1000)(1200)

$$m_{sto.} = \frac{40}{100}(1200) = 480\ g$$

$$n_{sto.} = \frac{480}{98} = 4,9\ mol$$

- $M = \frac{n_{sto.}}{V_{sol.}} = \frac{4,9}{1} = 4,9\ \frac{mol}{L}$
- $N = M\theta$; $\theta = 2$

  $N = 4,9(2) \Rightarrow N = 9,8$ Eq/L

Notar que para los problemas que pidan calcular la normalidad se recomienda primero determinar la molaridad, luego aplicar ($N = M\theta$):

- $m = \frac{n_{sto.}}{m_{ste.}}$

  $m_{ste.} = m_{sol.} - m_{sto.}$

  $m_{ste.} = 1200 - 480 = 720\ g$

  $m_{ste.} = 720\ g = 0,72\ kg$

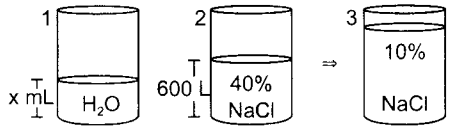
  $\therefore\ m = \frac{4,9}{0,72} = 6,8$

  $m = 6,8\ \frac{mol}{kg}$ 6,8m (6,8 molal)

5. ¿Qué masa de agua deberá agregarse a 600 mL de una solución de cloruro de sodio (NaCl) al 40% ($D_{sol.} = 1,5$ g/mL) para obtener una solución de cloruro de sodio al 10%?

$\overline{Ar}$: Na = 23; Cl = 35,5

Resolución:



$m_{H_2O} = x$ $D_{sol.} = 1,5$ g/mL $m_{sol.} = x + 900$

$V_{sol.} = 600$ mL $m_{sto_3} = (x + 900)$

$m_{sol_2} = 900$ g

$$m_{sto.} = \frac{40}{100}(900) = 360$$

En la dilución:

$n_{sto2} = n_{sto3}$ ...(ϕ)

$M_2V_2 = M_3V_3$ ...(θ)

En ϕ: $360 = \frac{10}{100}(x + 900)$

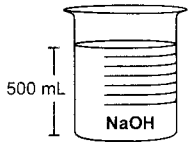
$x = m_{H_2O} = 2700$ g

6. ¿Cuántos gramos de soda caústica pura (NaOH), son necesarios para preparar 500 cm^3 de solución 0,8 M de soda caústica? (M = 40)

Resolución:

Datos: $V_{sol.} = 500$ mL = 0,5 L; M = 0,8

$$M = \frac{n_{sto.}}{V_{sol.}\ ...(L)} \Rightarrow n_{sto.} = MV_{sol.}$$



$\Rightarrow n_{sto} = 0,4$ mol

$\Rightarrow \frac{m_{sto.}}{40} = 0,4$

$\therefore\ m_{sto.} = 16\ g$

7. En un volumen de 4000 mL de solución contiene $12\ 046 \times 10^{21}$ moléculas de ácido sulfúrico. Determinar la molaridad y la normalidad.

Resolución:

$V_{sol.} = 4$ L

n.º $molec_{sto.} = 12\ 046 \times 10^{21}$

$$\begin{array}{ccc} 1\ mol & \longrightarrow & 6,023 \times 10^{23}\ \text{moléc.} \\ n & \longrightarrow & 12\ 046 \times 10^{21}\ \text{moléc.} \end{array}$$

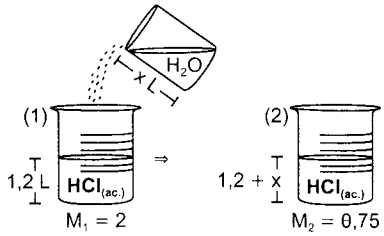
$\Rightarrow n_{sto.} = 20$ mol.

- $M = \frac{n_{sto.}}{V_{sol.}} = \frac{20}{4} \Rightarrow M = 5$ molar
- $N = M\theta \Rightarrow N = 5(2) = 10$ normal

8. ¿Cuántos gramos de agua se debe agregar a una solución de ácido clorhídrico 2 molar y volumen de 1,2 L para rebajar su concentración a 0,75 M?

Resolución:

Soluto: HCl: $\theta = 1 \Rightarrow N = M$



Soluto (1) = Soluto (2)

moles = moles

$2M(1,2)\ L = 0,75\ M\ (1,2 + X)L$

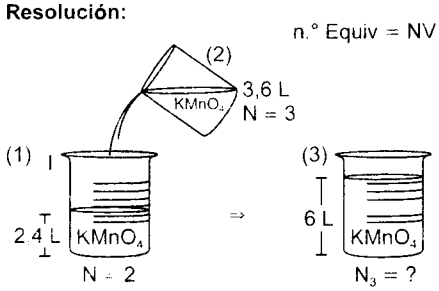
x = volumen H_2O = 2 L <> 2000 mL

∴ m H_2O = 2000 g

9. Se adiciona una solución de permanganato de potasio ($KMnO_4$) de volumen 2,4 L y 2 normal, a otra solución de la misma sustancia con 3,6 L de volumen y 3 normal. ¿Cuál es la normalidad de la solución resultante?

Resolución:

n.° Equiv = NV



Soluto (1) + Soluto (2) = Soluto (3)

n.° Equiv + n.° Equiv = n.° Equiv

$2(2,4) + 3(3,6) = N_3(6)$

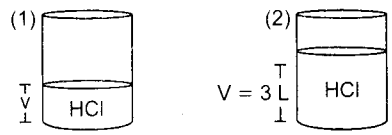
$N_{(3)}$ = 2,6 Normal

10. Una solución concentrada de ácido clorhídrico contiene 30% en masa de HCl y su densidad es 1,17 g/mL. Calcular el volumen en litros de ácido necesario para preparar 3 litros de una solución 2 normal.

Ar: Cl = 35,5; H = 1

Resolución:

Soluto: HCl : θ = 1 ⇒ N = M



$D_{sol.}$ = 1,17 g/mL — HCl: 30%

N = 2 <> M_2 = 2 — V_2 = 3 L

Usando otro método para determinar la M:

$$M = \frac{\%m_{sto.} D_{sol.} (10)}{\bar{M}_{sto.}}$$

$$M_1 = \frac{30(1,17)(10)}{36,5}$$

$$M_1 = 9,6\ \frac{mol}{L}$$

En esta condición se cumple:

$n_{sto(1)} = n_{sto(2)}$

$M_1V_1 = M_2V_2$

$9,6V_1 = 2(3)$

V_1 = 0,625 L = 625 mL

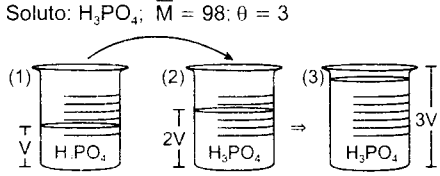
PROBLEMAS RESUELTOS

1. Se mezcla una solución de ácido fosfórico al 10% en agua (D = 1,078 g/mL) con una solución 5,1N del mismo ácido, en la proporción de 1 : 2 en volumen. Calcular la molaridad de la mezcla resultante

Ar: P = 31; O = 16; H = 1

Resolución:

Soluto: H_3PO_4; $\bar{M}$ = 98; θ = 3



D_{sol} = 1,078 g/cm³ — N = 5,1 — M

Soluto 1 + Soluto 2 = Soluto 3

$n_{(1)}$ + $n_{(2)}$ = $n_{(3)}$

$$\frac{\left(\frac{10}{100}\right)(1078V)}{98} + \left(\frac{5,1}{3}\right)(2V) = M_3\,(3V)$$

∴ M_3 = 1,5 molar

2. ¿Qué volumen de cal apagada $Ca(OH)_2$ 2M, será necesario para neutralizar 900 cm³ de ácido acético (CH_3COOH) 2,4 M?

Resolución:

Base: $Ca(OH)_2$ — Ácido acético: CH_3COOH

V_b — V_a : 900 cm³

M = 2 — M = 2,4

θ = 2 — θ = 1

Rxn: neutralización: $N_bV_b = N_aV_a$

$2(2)V_b = (2,4)(1)(900)$

∴ V_b = 540 cm³

3. Para neutralizar una disolución que contiene 2,25 g de ácido se necesitan 25 mL de disolución 1 M de álcali dibásico. Determinar la masa equivalente del ácido.

Resolución:

Ácido: — Base: $2\ OH^-$

m = 2,25 g — θ = 2; M = 1

V = 25 mL = 0,025 L

Condición: $\text{n.° Eq}_{\text{ácido}} = \text{n.° Eq}_{\text{base}}$

$$\frac{m_{\text{ácido}}}{m_{eq}} = N_b V_b$$

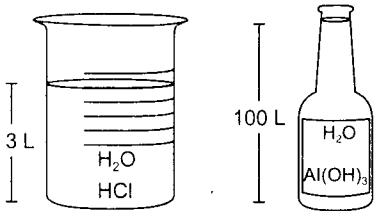
$$\frac{2,25}{m_{eq}} = (1)(2)(0,025)$$

$$\therefore m_{eq} = 45\ \frac{g}{Eq}$$

4. Un enfermo de ulcera duodenal puede presentar una concentración de ácido clorhídrico en su jugo gástrico de 0,08M. Si su estómago recibe 3 L diario de jugo gástrico, qué volumen de una medicina que contiene 2,6 g de la base $(Al(OH)_3)$ por cada 100 mL debe consumirse para neutralizar el ácido

$\overline{M}\ [Al(OH)_3] = 78$

Resolución:



Jugo gástrico

2,6 g $[Al(OH)_3]$ ⟶ 100 mL medicina
Ácido (HCl) Base $Al(OH)_3$
$V_a = 3$ L $\theta = 3$
$M = 0,08$
$\theta = 1$
Rxn. Neutralización:
$\text{n.° Eq}_{\text{ácido}} = \text{n.° Eq}_{\text{base}}$

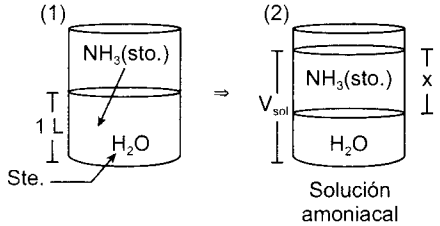
$$N_a V_a = \frac{m_c}{m_{eqb}}$$

$$0,08(1)(3) = \frac{m_b}{\frac{78}{3}}$$

$m_{base} = 6,24$ g $[Al(OH)_3]$
2,6 g ⟶ 100 mL
6,24 g ⟶ V_{med}
$\therefore V_{med} = 240$ mL (medicina)

5. En un litro de agua a 20° C se disuelven 725 L de NH_3 a 20 °C y 744 mmHg. La solución tiene una densidad de 0,882 g/cm³. Calcular la normalidad y el aumento de volumen que experimenta.

Resolución:



Solución amoniacal

Sto. (NH_3)(Gas)
P = 744 mmHg
T = 20 °C = 293 K $D_{sol} = 0,0882$ g/mL
V = 725 L $m_{sol} = m_{sto.} + m_{Ste.}$
$\overline{M} = 17$ $V_{sol.}$
R = 62,4

Hallando: n_{NH_3} : Por la ec. univ. (PV = nRT)

$$n_{NH_3} = \frac{PV}{RT} = \frac{744(725)}{62,4(293)} = 29,5 \text{ mol}$$

$m_{NH_3} = n\overline{M} = 29,5(17) = 501,5$ g
$m_{H_2O} \leftrightarrow 1$L = 1000 mL
$\Rightarrow m_{H_2O} = 1000$ g
$\therefore m_{sol.} = 1000 + 501,5 = 1501,5$ g

Para la solución amoniacal:

$$D = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{D} = \frac{1501,5}{0,882}$$

$V_{sol} = 1702$ mL $= 1,702$ L ... (α)
$\Rightarrow NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$
$\theta = 1$
Hallando: La molaridad (M) y (N)

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{sol}} = \frac{29,5}{1,702} = 17,33 \text{ molar}$$

$N = M\theta = 17,33(1) = 17,33$ normal
$\Rightarrow$ Aumento de volumen.
$x = V_{sol} - V_{H_2O} = 1,702 - 1 = 0,702$ L
$\therefore x = 0,702$ L $= 702$ mL

6. En una neutralización ácido-base 50,0 mL de solución de Na_2CO_3 son equivalentes a 56,3 mL de HCl 0,102 N. ¿Cuántos gramos de $CaCO_3$ se precipitarán si se añadiese en exceso de disolución de $CaCl_2$ a 100 mL de Na_2CO_3?
Ar: Na = 23; Ca = 40; C = 12

Resolución:

Vs = 50,0 mL Va = 56,3 mL
Na = 0,102

Caso I: Neutralización

$$\text{n.° Eq}_{Na_2CO_3} = \text{n.° Eq}_{HCl}$$

$N_s V_s = N_a(V_a)$
$N_s(50) = 0,102(56,3)$
$N_s = 0,115$ (Na_2CO_3)

Caso II:

$CaCl_2 + \underbrace{Na_2CO_3}_{\text{100 mL (0,1 L)}} \rightarrow \underbrace{CaCO_{3(s)}}_{m}$
exceso

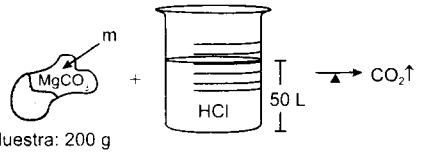
Condición: $\text{n.° Eq}_{Na_2CO_3} = \text{n.° Eq}_{CaCO_3}$

$$N_s V_s = \frac{m_{CaCO_3}}{m_{eq}}$$

$$0,115(0,1) = \frac{m_{CaCO_3}}{\frac{100}{2}} \Rightarrow m_{CaCO_3} = 0,575 \text{ g}$$

Se tiene 200 g de un mineral que contiene carbonato de magnesio ($MgCO_3$). La muestra es atacada con 50 L de $HCl_{(ac)}$ 0,1M, luego calentada para quitar todo el CO_2 disuelto. El ácido residual es titulado con 5 L de soda cáustica (NaOH) 0,2M. ¿Cuál es el porcentaje de pureza del carbonato de magnesio?
Ar: Mg = 24; Cl = 12; O = 16

Resolución:



Muestra: 200 g

$$\% \text{ pureza} = \frac{m}{200}(100) \quad ... (\alpha)$$

m : masa de $MgCO_3$: puro
(I) Titulación con soda (NaOH)

$$\underbrace{HCl}_{\text{Residual}} + NaOH \longrightarrow$$

5 L
0,2 M

Aplicaremos: $N = M\theta \Rightarrow \begin{cases} \theta = 1 \text{ (NaOH)} \\ \theta = 1 \text{ (HCl)} \end{cases}$

$\Rightarrow N = M$

n.° Equiv = $n\theta$ (compuestos)
$\theta = 1$ (HCl)

Caso II: Rxn. neutralización

$$n.^\circ Eq_{HCl} = n.^\circ Eq_{NaOH}$$
$$\Downarrow$$
$$n\theta = N_{NaOH}V_{NaOH}$$
$$n_{HCl}(1) = 0,2(5)$$
$$n_{HCl} = 1 \text{ mol (residual)}$$

Caso III: Hallando las moles totales de $HCl_{(ac.)}$
n_t HCl = MV = 0,1(50) = 5 mol
n_{HCl}: consumidos en la Rxn.
n_{HCl} = 5 − 1 = 4 mol HCl (consumidos) Rxn

En la reacción I:

$$n.^\circ Eq_{MgCO_3} = n.^\circ Eq_{HCl}$$

$$\frac{m}{m_{eq}} = n\theta \Rightarrow \frac{m}{\frac{84}{2}} = 4(1) \Rightarrow m = 168 \text{ g } (MgCO_3)$$

Reemplazando en (α):

$$\% \text{ pureza} = \frac{168}{200}(100) = 84\%$$

8. Indicar el valor de verdad de las siguientes proposiciones:
   I. La entalpía de una reacción endotérmica siempre es positiva.
   II. La energía de activación depende de la naturaleza de los reactantes, entre otros factores, según la teoría de colisiones.
   III. Generalmente la energía de activación entre reactantes iónicos es menor que la energía de activación entre reactantes covalentes.

Resolución:

De acuerdo a las proposiciones:

I. Verdadero
El calor de reacción (ΔH) en toda reacción endotérmica es positivo:
$\Delta H > 0$: Esto debido a que: $H_{prod.} > H_{react.}$

II. Falso
La teoría de las colisiones establece que para que se formen los productos las moléculas no solo deben chocar, además deben tener orientación y energía adecuada, para poder pasar la barrera del valor de activación.

III. Verdadero
Las especies iónicas poseen mayor velocidad de reacción que las especies covalentes ya que los primeros interaccionan con mayor facilidad por sus cargas eléctricas.
La energía de activación
Iónicos < covalentes

9. Indicar el valor de verdad (V) de las siguientes proposiciones:
   I. El estado de transición es el complejo activado de mayor energía.
   II. El complejo activado antes del Estado de transición tiene mayor energía que el producto de una reacción endotérmica.
   III. El calor de reacción (ΔH) o entalpía de reacción es independiente de la energía de activación.

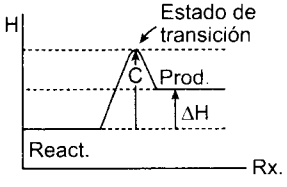
Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Verdadero
El estado de transición corresponde a la especie intermedia (mayor energía) en el curso de la reacción; ejemplo:

$$H_2 + I_2 \longrightarrow \underset{\uparrow}{2HI}$$
$$\begin{vmatrix} H \ldots I \\ H \ldots I \end{vmatrix}$$

II. Falso
En una reacción endotérmica:



Se observa que el complejo activado(C). Se forma al superar la energía de los reactantes.

III. Verdadero
Del gráfico anterior se observa que ΔH (calor de reacción) es independiente del valor de la energía de activación (c).

10. ¿Cuántos mililitros de agua hay que añadir a 200 mL de una solución al 30% en masa de NaOH (densidad = 1,34 g/mL) para obtener una solución de 3,35M de NaOH?
$\overline{A}r$: Na = 23; H = 1; O = 16

Resolución:

Para una solución acuosa de NaOH, donde:
V = 200 mL
$\%M_{sto} = 30$
$D_{sol} = 1,34$ g/mL
Su molaridad (M) es:

$$M = \frac{10D_{sol.}\%M}{\overline{M}} = \frac{10(1,34)(30)}{40}$$

M = 10,05

Se desea diluir hasta una molaridad de 3,35M.
Ley de Dilución:
$(MV)_1 = (MV)_2$

$10,05(200) = 3,35V_2 \Rightarrow V_2 = 600$ mL
$V_{H_2O} = \Delta V = 600$ mL − 200 mL
$\therefore V_{H_2O} = 400$ mL

11. ¿Qué masa de tiosulfato de sodio pentahidratado se necesita para preparar 500 mL de una disolución 0,200 N para el proceso.

$$2S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{2} + 2I^- \ ?$$

$\overline{A}r$: Na = 23; S = 32; O = 16;
H = 1; I = 127

Resolución:

El tiosuifato de sodio penta hidratado.
$Na_2S_2O_3 \cdot SH_2O$ ($\overline{M}$ = 248)

Participa en el proceso:

$$\overset{(+2)}{2S_2O_3^{-2}} + I_2 \rightarrow \overset{(+2,5)}{S_4O_6^{-2}} + 2I^{-1}$$

$(Na_2S_2O_3)$

$\theta = 0,5(2) = 1$

Además:
V = 500 mL = 0,5 L N = 0,2 (θ = 1)
$\Rightarrow$ M = 0, 2
n.° moles = MV = 0,2(0,5) = 0,1
Luego reaccionan 0,1 mol de $Na_2S_2O_3$ ($\overline{M}$ = 158)
M = 0,1(158) g = 15,8 g

$\Rightarrow$ 158 g $Na_2S_2O_3$ ——— 248 g $Na_2S_2O_3\,5H_2O$
15,8 g $Na_2S_2O_3$ ——— m
$\therefore$ m = 24,8 g

12. ¿Cuántos mililitros de una solución de concentración 100 mg Co^{2+}/mL se necesitan para preparar 1,5 L de disolución conteniendo 20 mg Co^{2-}/mL?

Resolución:

Se diluye una solución acuosa cuya concentración (C) es:
C = 100 mg Co^{+2}/mL
Para obtener una solución, donde:
C = 20 mg Co^{+2}/mL
V = 1,5 L = 1500 mL
Se cumple:
$(CV)_1 = (CV)_2 \Rightarrow 100V_1 = 20(1500)$
$\therefore V_1 = 300$ mL

13. Se tiene una solución de hidróxido de sodio (NaOH) cuyo volumen es de 200 mL y una densidad de 1,2 g/mL y 20% en masa de soluto. Determinar la fracción molar del solvente.
$\overline{A}r$: Na = 23; O = 16; H = 1

Resolución:

En una solución acuosa de hidróxido de sodio: NaOH ($\overline{M}$ = 40), se tiene:
V = 200 mL D = 1,2 g mL
M = DV = 1,2(200)
m = 240 g
Además:

- $\%M_{NaCH} = 20$

  $M_{NaOH} = 240(\frac{20}{100}) = 48$ g

  $$\text{n.° moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{48}{40} = 1,2$$

- $M_{H_2O} = 240$ g − 48 g = 192 g

  $$\text{n.° moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{192}{18} = 10,7$$

$\Rightarrow n_T = 1,2 + 10,7 = 11,9$

Luego la fracción molar (x) del solvente (H_2O):

$$x = \frac{n_{H_2O}}{n_T} = \frac{1,2}{11,9} = 0,1$$

14. Se hace reaccionar 40 mL de una solución ácida con un exceso de cinc, desprendiéndose 2430 mL de hidrógeno, recogido sobre agua a 21 °C, con una presión de 747,5 mmHg. ¿Cuál es la normalidad del ácido utilizado?
($P_v^{21°C}$ = 18,6 mmHg)

Resolución:

Se obtuvo gas hidrógeno (H_2) recogido sobre agua
V = 2430 mL = 2,43 L
T = 21° C = 294 k
P_T = 747,5 mmHg
P_v = 18,6 mmHg
$P_{H_2} = P_T - P_V = 747,5 - 18,6$
P_{H_2} = 728,9 mmHg

Su masa la hallamos de:

$$M = \frac{PV\overline{M}}{RT} = \frac{728,9(2,43)(2)}{62,4(294)} \Rightarrow M_{H_2} = 0,193\,g$$

Esto se obtuvo por reacción de 400 mL de un ácido sobre el Cinc:

$$\text{n.° Eq-g}_{\text{ácido}} = \text{n.° Eq-g}_{H_2}$$

$$NV = \frac{m}{PE} \Rightarrow N(0,4) = \frac{0,193}{1} \quad \therefore N = 0,483$$

15. Se tiene 500 mL de una solución de nitrato de plata ($AgNO_3$) con concentración 1M que reacciona con 300 mL de otra solución de cloruro de potasio (KCl), 1.5M. Determinar la masa de AgCl (expresado en gramos) que se obtiene, además de obtener $KNO_{3(ac.)}$.

Ar: Ag = 108; Cl = 35,5 ; N = 14; O = 16; K = 39

Resolución:

Disponemos de las soluciones:

$AgNO_3$ V = 0,5 L ; M = 1

n.° moles = MV = 1(0,5) = 0,5

KCl V = 0,3 L ; M = 1, 5

n.° moles = MV = 1,5(0,3) = 0,45

Los cuales se emplean en el proceso:

$AgNO_3 + KCl \rightarrow AgCl + KNO_3$

1 mol — 1 mol — 1 mol (Rx).

0,5 mol — 0,45 mol — 0,45 mol (dato)

reactivo limitante

Se forma 0,45 mol de AgCl($\overline{M}$ = 143,5)

$\therefore$ M = 0,45(143,5) = 64,6 g

16. Una disolución contiene 10 g de ácido acético (CH_3COOH) en 125 g de H_2O, ¿cuál es la concentración de la disolución expresada en fracción molar del CH_3COOH y en molalidad?

Resolución:

Se prepara una solución, donde se emplea:

Ácido acético: CH_3COOH ($\overline{M}$ = 60)

$$m = 10\,g \quad \text{n.° moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{10}{60} = 0,17$$

Agua: H_2O ($\overline{M}$ = 18)

$$m = 125\,g \quad \text{n.° moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{125}{18} = 6,94$$

$n_T = 0,17 + 6,94 = 7,11$

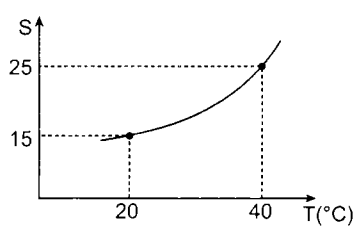
Luego la fracción molar del ácido acético es:

$$x = \frac{n_{AC}}{n_T} = \frac{0,17}{7,11} = 0,024$$

Además su molalidad (m) lo hallamos de:

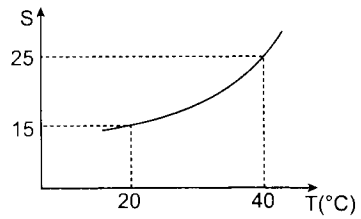
$$m = \frac{\text{n.° moles(sto.)}}{m_{H_2O}(kg)} \Rightarrow m = \frac{0,17}{0,125} \therefore m = 1,36$$

17. Se tiene el siguiente gráfico de solubilidad de un soluto X en agua a diferentes temperaturas. Si se tiene 250 g de una solución saturada a 40 °C. ¿Cuántos gramos de soluto X están disueltos en esta solución?



Resolución:

De acuerdo al gráfico de solubilidad de un soluto X.



A 40 °C:

25 g . X ——— 100 g H_2O ——— 125 g sol.

m ——— 250 g sol.

luego para una solución de 250 g esta disuelto:

$$\therefore m = \frac{25(250)}{125} X = 50\,g\,X$$

18. A partir de los datos de solubilidad del Na_2SO_4 en función de la temperatura, indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

Temperatura	20 °C	40 °C	80 °C
Na_2SO_4 (S g/100 g H_2O)	60	53	44

I. La disolución del Na_2SO_4 en agua es un proceso exotérmico.

II. A 20 °C, una solución de masa 200 g que contiene 25 g de Na_2SO_4 es no saturada.

III. Al calentar hasta 80 °C, la solución anterior permite precipitar cristales de Na_2SO_4.

Resolución:

Datos de solubilidad (s) del Na_2SO_4 en agua:

Temperatura	20 °C	40 °C	80 °C
Na_2SO_4 (g/100 g H_2O)	60	53	44

I. Verdadero

Se observa que la solubilidad disminuye con la temperatura por lo que el proceso de disolución es exotérmico.

II. Verdadero

De acuerdo al cuadro a 20 °C

60 g Na_2SO_4 — 100 g H_2O — 160 g sol

m ——— 200 g sol

$$\Rightarrow m = \frac{60(200)}{160}\ Na_2SO_4$$

m = 75 g (máximo)

Si solo se disuelve 25 g, la solución no está saturado.

III. Verdadero

Por ser el proceso de disolución exotérmico, un aumento en la temperatura disminuye la solubilidad por lo que ocurre cristalización.

19. Para una solución de H_2SO_4 concentrado de D = 1,84 g/mL y 36 N, determinar el porcentaje en masa del ácido.

Resolución:

Se tiene una solución acuosa de H_2SO_4 (M = 98), donde:

$D_{sol.} = 1,84$ g /mL

N = 36 (θ = 2 = n.° H) $\Rightarrow$ M = 18

El porcentaje en masa de soluto lo hallamos de:

$$M = \frac{10D_{sol.}\%\, m_{sto.}}{\overline{M}}$$

$$18 = \frac{10(1,84)(\%\, m_{sto.})}{98} \quad \therefore \%\, M_{sto.} = 96$$

20. La alicina es el compuesto responsable del olor característico del ajo. Un análisis de dicho compuesto muestra la siguiente composición porcentual en masa:

C = 44,44% ; H = 6,17%

S = 39,51% ; O = 9,88%

¿Cuál es su fórmula molecular, si 5 moles de moléculas del compuesto tienen una masa de 810 g?

Dato:

$\overline{A}$r: C = 12; H = 1; S = 32; O = 16

Resolución:

Composición centesimal de la alicina:

C: 44,44% S: 39,51%

H: 6,17% O: 9,88%

Para hallar su fórmula empírica asumimos 100 g y hallamos las moles de cada átomo:

$m_c = 44,44$ g n.° moles $= \frac{44,44}{12} = 3,70$

$M_H = 6,17$ g n.° moles $= \frac{6,17}{1} = 6,17$

$M_g = 39,51$ g n.° moles $= \frac{39,51}{32} = 1,23$

$M_o = 9,88$ g n.° moles $= \frac{9,88}{16} = 0,62$

Dividimos a todos entre el menor (0,62) y tenemos:

C(6); H (10); S(2); O(1)

$\Rightarrow$ FE: $(C_6H_{10}S_2O)$ $(\overline{M} = 162)$

Además:

5 mol $\rightarrow$ 5($\overline{M}$) g = 810 g

$\Rightarrow \overline{M} = 162$. (igual a la FE)

$\therefore$ FM: $C_6H_{10}S_2O$

21. En una prueba de laboratorio se hacen reaccionar 100 g de una muestra impura de carbonato de calcio ($CaCO_3$) con 150 g de cloro (Cl_2) según:

$CaCO_{3(s)} + 2Cl_{2(g)} \rightarrow Cl_2O_{(g)} + CaCl_{2(s)} + CO_{2(g)}$

Los gases se recogen en un recipiente de 20 L a 20 °C, donde se determina que la presión parcial del CO_2 es igual a 1,1 atm. ¿Cuál es el porcentaje de pureza de $CaCO_3$ en la muestra?

Dato: R = 0,082 atm L/mol.K

$\overline{A}$r: Ca = 40; C = 12; Cl = 35.5; O = 16

Resolución:

Por reacción de 100 g de $CaCO_3(\overline{M} = 100)$ impuro, se produce CO_2, donde:

V = 20 L

T = 20 °C = 293 K

P = 1,1 atm

$$\Rightarrow n_{CO_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{1,1(20)}{0,082(293)} \Rightarrow n_{CO_2} = 0,916$$

A partir del proceso:

$CaCO_3 + 2Cl_2 \rightarrow Cl_2O + CaCl_2 + CO_2$

(1mol) ——— (1 mol)

n ——— 0,916 mol

Por lo que reacciona de $CaCO_3$ puro:

n = 0,916

m = 0,916(100) = 91,6 g

Lo cual de 100 g representa:

$$\therefore \%\, CaCO_3 = \frac{91,6}{100}(100) = 91,6$$

22. En el compuesto hidratado $Ca_3(PO_4)_2XH_2O$ existe 15,5% en masa de fósforo. ¿Cuántas moléculas de agua hay por molécula de sal hidratada?

Dato:

$\overline{A}$r: Ca = 40; P = 31; O = 16; H = 1

Resolución:

La sal hidratada siguiente: $Ca_3(PO_4)_2XH_2O$

$(\overline{M} = 310 + 18x)$

posee 15,5% en masa de fósforo (P = 31)

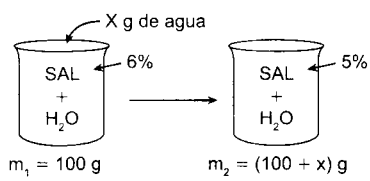
$$\%\, P = \frac{2(31)}{(310 + 18x)}(100) = 15,5$$

$\therefore x = 5$

23. Una solución de cierta sal al 6% se requiere reducir al 5%. ¿Qué cantidad de agua se debe añadir?

Resolución:

Graficando:



Como la m_{Sal} es constante:

$m_{Sal(1)} = m_{Sal(2)}$

$\frac{6}{100}(100) = \frac{5}{100}(100 + x)$

$600 = 500 + 5x$

$100 = 5x \Rightarrow x = 20$

Por lo tanto, se debe agregar 20 g de agua.

24. ¿Cuál es la molaridad de una solución de ácido sulfúrico cuyo volumen es de 500 ml y contiene 19,6 g de ácido?

H = 1; S = 32; O = 16

Resolución:

Como: $M = \frac{n_{soluto}}{V_{solución}}$

$\Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{\frac{19,6}{98}}{0,5} = \frac{0,2}{0,5} = 0,4 \ \frac{mol}{L}$

$\therefore M = 0,4$ mol/L

25. Teniendo en cuenta las siguientes proposiciones:
I. Una muestra de una disolución 0,10M (molar) que tiene un volumen de 0,5 litros contiene 0,2 moles de soluto.
II. Un componente de una disolución presente en menor cantidad que el mayor componente es llamado un soluto.
III. La normalidad es el número de equivalentes de soluto contenidos en 1 (un) litro de disolvente.
¿Qué proposición(es) correcta(s)?

Resolución:

Analizando las proposiciones:
I. $n_{sto} = MV \Rightarrow n_{sto} = (0,1)(0,5) = 0,05$ moles (F)
II. Por convención el componente en menor proporción es el soluto (V)
III. La normalidad se define como el número de Eq–g de soluto presente en 1 litro de solución (F)
Solo es correcta la proposición II.

26. La densidad de una solución de NaOH, es 1,5 g/cm^3 y el porcentaje en masa de hidróxido es del 60%. Calcular la normalidad de la solución.

Resolución:

Asumiendo 1 L de solución: $D_{Sol} = \frac{m_{solución}}{V_{solución}}$

$\Rightarrow m_{Sol} = D_{Sol}V_{Sol}$

$m_{Sol} = (1,5)(1000)$

$m_{Sol} = 1500$ g

Hallando la m_{Sto}: $m_{Sto} = \frac{60}{100}(1500) = 900$

Calculando la normalidad:

$$N = \frac{n.^oEq_{(sto)}}{V_{sol}} = \frac{\frac{m_{sto}}{Meq_{sto}}}{V_{sol}}$$

$$\therefore N = \frac{\frac{900}{40/2}}{1} = 45 \text{ eq} - \text{g/L}$$

27. Calcular el volumen de H_2SO_4 concentrado de densidad 1,84 g/cm^3, conteniendo 98% en masa de H_2SO_4, para preparar un litro de ácido sulfúrico al 1 molar.

Resolución:

Como: $M = \frac{n_{soluto}}{V_{solución}}$

$\Rightarrow n_{sto} = (1 \text{ mol} - \text{g/ L})\ (1L)$

$n_{sto} = 1 = \frac{m_{sto}}{\overline{M}_{sto}} \Rightarrow m_{sto} = 98$ g

En el ácido concentrado:

$98 \text{ g } H_2SO_{4\,(P)} \longrightarrow 98\% \Rightarrow m_{Ácido\,(C)} = 100$ g
$m_{Ácido(C)} \longrightarrow 100\%$

Calculando el $V_{Ácido\,(C)}$: $D = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{D}$

$\therefore V_{Ácido\,(C)} = \frac{100}{1,84} = 54,34 \text{ cm}^3$

28. Una solución acuosa de ácido sulfúrico de densidad 1,066 g/cm^3, contiene 10% en masa de H_2SO_4. Calcular la normalidad de dicha solución.
Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32

Resolución:

Como: $Meq_{H_2SO_4} = \frac{\overline{M}}{()} = \frac{98}{2} = 49$

Tomamos 1 litro de solución:

$m_{Sol} = D_{Sol}V_{Sol} = (1,066)(1000) \Rightarrow m_{Sol} = 1066$ g

$m_{sto} = \frac{10}{100}(1066) = 106,6$ g

Calculando la normalidad:

$$\therefore N = \frac{n.^oEq_{(sto)}}{V_{sto}} = \frac{\frac{m_{sto}}{Meq_{sto}}}{V_{sol}} = \frac{\frac{106,6}{49}}{1} = 2,175 \text{ normal}$$

29. Una dilución de alcohol etílico en H_2O es 1,54 molal, ¿Cuántos gramos de alcohol ($C_2H_5(OH)$) están disueltos en 2,5 litros de H_2O?.

Resolución:

Como: Molalidad (m) $= \frac{n_{soluto}}{m_{solvente}}$

$\Rightarrow n_{soluto} = (m)m_{solvente}$

Además: 2,5 litros H_2O <> 2,5 kg H_2O

Reemplazando en la expresión:

$n_{soluto} = (1,54)(2,5) = 3,85$

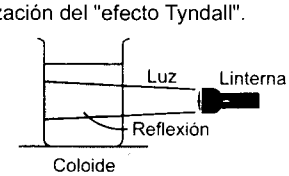
Pero: $n_{sto} = \frac{m_{sto}}{\overline{M}} \Rightarrow m_{sto} = n_{sto}\,\overline{M}$

$\therefore m_{sto} = (3,85)(46) = 177,1$ g

30. Indique con verdadero (V) o falso (F) respecto a los coloides:
I. Son mezclas heterogéneas.
II. Presentan el efecto Tyndall.
III. Las partículas constituyentes son retenidos por una membrana.

Resolución:

De las afirmaciones:
I. **Verdadero**
Los coloides son sistemas impuros y además sus partículas dispersas son visibles, por lo que son mezclas heterogéneos.
II. **Verdadero**
Visualización del "efecto Tyndall".



III. **Falso**
El pequeño tamaño de las micelas en un coloide permite que estos atraviesen membranas.

31. Señale la relación falsa, con respecto a los tipos de coloides.

I. Espuma sólida : malvaviscos.
II. Sol : pintura
III. Aerosol : niebla
IV. Emulsión sólida : mayonesa
V. Aerosol sólido : humo de tabaco

Resolución:

Tipos de coloides:

Tipos	Ejemplos
Espuma sólida	Malvavisco, masmelo, esponja
Sol	Pintura, plasma sanguíneo, pastas
Aerosol	Niebla, neblina, pulverizado líquido.
Emulsión Sólida	Mantequilla, gelatina, clara de huevo.
Aerosol sólido	Humo, polvo

La mayonesa corresponde a una emulsión liquida.

32. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Las propiedades de un coloide son el efecto Tyndall y el movimiento Browniano.
II. La sangre, las cremas, el humo en el aire son ejemplos de coloides.
III. Los coloides al igual que las soluciones poseen las propiedades del efecto Tyndall y el movimiento browniano.

Resolución:

Respecto a los coloides.

I. **Verdadero**
Presentan las características:
- Efecto Tyndall: reflexión de la luz en las micelas.
- Movimiento browniano: En zigzag por colisión entre micelas.

II. **Verdadero**
Son ejemplos de coloides:
- Sangre (agua y plasma)
- Crema (mayonesa, espuma)
- Humo

III. **Falso**
Las soluciones por ser homogéneas no presentan las características de los coloides.

∴ VVF

33. Indique verdadero (V) o falso (F) para cada una de las siguientes proposiciones:

I. El efecto Tyndall es característico de los coloides gaseosos.
II. Las partículas en un colide no precipitan debido al movimiento Browniano.
III. Los aerosoles son coloides con medio dispersante gaseoso.

Resolución:

I. **Verdadero**
El efecto Tyndall es la reflexión de la luz por las partículas coloidales, por esto podemos observar las partículas de polvo en el aire.

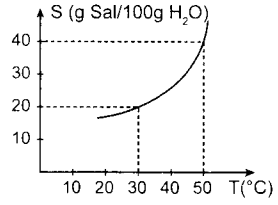
II. **Verdadero**
El pequeño tamaño y el movimiento continuo de las partículas coloidales (movimiento browniano) hace que no sedimente.

III. **Verdadero**
Los aerosoles son coloides donde la fase dispersante es gaseoso.
Ejm: humo, niebla, etc.

∴ VVV

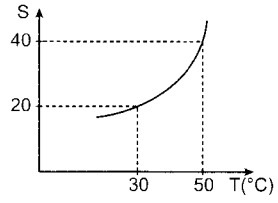
34. A partir de la gráfica, indique cuales de las conclusiones son correctas:

I. Al enfriar una solución saturada de la sal desde 50 °C hasta 30 °C se forman cristales.
II. A 30 °C se disuelven completamente 45 g de la sal en 200 mL de agua.
III. Al agregar y agitar 65 g de sal en 125 mL de agua a 50 °C obtendremos una solución saturada.



Resolución:

De acuerdo a la gráfica de solubilidad (s):



I. Correcto
La gráfica representa un proceso endotérmicc de disolución, por lo que aumenta la solubilidac aumenta con la temperatura y el enfriamientc produce cristalización.

II. Incorrecto
A 30 °C del gráfico:
20 g sto —— 10 mL
40 g sto —— 200 mL
No se puede disolver 45 g de soluto ya que 40 g es el máximo.

III. Incorrecto
A 50 °C del gráfico
40 g sto —— 10 mL
m —— 125 mL

60 g Na_2SO_4 —— 100 g H_2O —— 160 g sol
m —— 200 g sol

$\therefore m = \frac{60(200)}{160}$ g Na_2SO_4

m = 75 g (máximo)
Si solo se disuelve 25 g la solución no está saturado.

IV. Verdadero
Por ser el proceso de disolución exotérmico, un aumento en la temperatura disminuye la solubilidad por lo que ocurre cristalización.

35. Indique verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proporciones:
I. En un aerosol la fase aparente del coloide es gaseosa.
II. Algunas piedras preciosas como el rubí y la esmeralda son ejemplos de emulsión sólida.
III. El CO_2 en el aire es un ejemplo de un coloide gas en gas.

Resolución:
I. Verdadero
Los aerosoles como el humo, niebla son coloides de sólidos o líquidos dispersos en un gas, por lo que su apariencia es gaseosa.
II. Falso
Las piedras preciosas como:
- Rubí
- Esmeralda

Son coloides del tipo sol sólido.
III. Falso
Toda mezcla de gases son soluciones, no coloides ya que el sistema es homogéneo.
∴ VFF

36. Indique verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones:
I. El movimiento browniano se debe al movimiento cinético de las partículas de la fase dispersante.
II. El movimiento errático de las partículas de polvo en el aire se deben al movimiento browniano.
III. En algunos casos es posible que partículas conformadas por una sola molécula presenten el efecto Tyndall.

Resolución:
I. **Falso**
El movimiento "Browniano" está asociado al movimiento de las partículas coloidales (fase dispersa)
II. **Verdadero**
Por acción de luz se puede observar las partículas de polvo en el aire en movimiento errático (Browniano)
III. **Verdadero**
En algunos coloides las micelas están formados por una sola molécula (Macromolécula) en cual puede reflejar la luz.
∴ FVV

37. ¿Cuáles de las siguientes propiedades corresponden a coloides y no a soluciones?
I. Presentan una sola fase.
II. Diámetro aproximado de partículas dispersas $\leq$ 1 nm.
III. Son translúcidos u opacos.

Resolución:
Respecto a los coloides:
I. Incorrecto
Representan sistemas heterogéneos, ya que se pueden distinguir a sus componentes, por lo que presenta más de una fase.
II. Incorrecto
El diámetro de sus partículas se encuentra:
1nm $<$ D $<$ 1000nm
III. Correcto
De acuerdo al tamaño de sus partículas (micelas) pueden ser:
- Opacos (Efecto Tyndall)
- Translúcidos.

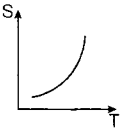
Por lo tanto, es correcto solo III.

38. Indique como verdadero (V) o falso (F) Según corresponda:
I. El I_2 es parcialmente soluble en agua, debido a las fuerzas intermoleculares.
II. Para solutos sólidos o líquidos, cuyos procesos de disolución son endotérmicos, la solubilidad aumenta con el incremento de la temperatura.
III. Para solucionarse de gases en líquidos, a mayor presión, mayor solubilidad.

Resolución:
I. Verdadero
El I_2 (Yodo) posee moléculas apolares, es parcialmente soluble en agua, por las fuerzas moleculares:

H_2O ::::::::::::: I_2
(Dipolo permanente) (Dipolo inducido)

II. Verdadero
Proceso de disolución endotérmico de sólidos y líquidos:



S (dp) T
S. Solubilidad

III. Verdadero
Para los gases la solubilidad(s) es mayor cuando:

- Aumenta la presión
- Disminuye la temperatura.

∴ VVV

39. Indique si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

I. Las partículas coloidales son lo suficientemente grandes para reflejar la luz.
II. Las partículas coloidales pueden separarse por diálisis.
III. Los coloidales son sistemas heterogéneos.

Resolución:

I. Verdadero
Debido al tamaño de las partículas coloidales (entre 1 y 1000 nm) pueden reflejar la luz, esto se conoce como el "efecto Tyndall"

II. Falso
La diálisis" permite purificar (no separar) los coloides de especies ionizadas, usando membranas dializantes, dichos iones lo atraviesan pero no las partículas coloidales.

III. Verdadero
Los coloides son sistemas microheterogéneos, ya que sus componentes son observables con ciertos instrumentos.

∴ VFV

40. A partir de los datos de solubilidad del Na_2SO_4 en función de la temperatura, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

Temperatura	20 °C	40 °C	80 °C
Na_2SO_4 S(g/100 g H_2O)	60	53	44

I. La disolución del Na_2SO_4 en agua es un proceso exotérmico.
II. A 20°C, una solución de masa 200 g que contiene 25 g de Na_2SO_4 es no saturada.
III. Al calentar hasta 80 °C, la solución anterior permite precipitar cristales de Na_2SO_4

Resolución:

Datos de solubilidad (S) del Na_2SO_4 en agua

Temperatura	20 °C	40 °C	80 °C
Na_2SO_4 (g/100 g H_2O)	60	53	44

I. **Verdadero**
Se observa que la solubilidad disminuye con la temperatura por lo que el proceso de disolución es exotérmico.

II. **Verdadero**
De acuerdo al cuadro a 20 °C la solución I, se prepara por dilución de la solución II:

$$\underset{II}{(MV)} = \underset{I}{(MV)}$$

$$18V = 6(2,5) \Rightarrow V = 0,833\ L = 833\ mL$$

$$V_{H_2O} = 2500 - 833 \Rightarrow V_{H_2O} = 1667\ mL$$

III. **Verdadero**
Si la solución se calienta sobre los 32 °C, se funde en su propia agua de cristalización formando una solución saturada y una fase sólida de sulfato de sodio.

∴ VVV

41. Indique verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones.

I. Las soluciones son dispersiones de una fase.
II. El coloide es una mezcla microheterogénea.
III. Las partículas coloidales se pueden separar con un papel filtro.

Resolución:

I. **Verdadero**
Las soluciones son mezclas homogéneas por lo que presentan una sola fase, esto debido a que en el proceso de dispersión se llega al nivel atómico y molecular:

II. **Verdadero**
Debido al tamaño de las partículas dispersas en los coloides, se consideran mezclas heterogéneas a escala microscópica (microheterogénea).

III. **Falso**
Las partículas coloidales atraviesan el papel filtro.

∴ VVF

42. El estaño (Sn) y el oxígeno (O) se combinan para formar dos óxidos diferentes, uno contiene 78,9% de Sn y el otro 88,1 % de Sn, en peso. Calcular el peso equivalente del Sn en cada uno de los óxidos.

Resolución:

- $Sn + O_2 \rightarrow \underset{(I)}{Sn_xO_y}$; donde: 78,8 % Sn, 21,2 % O_2

  Eq-gr Sn = Eq-gr O_2

  Tomando 100 gr de óxido

  $$\frac{78,8g}{Peq(Sn)} = \frac{21,29g}{8} \Rightarrow Peq(Sn)I = 29,7$$

- $Sn + O_2 \rightarrow \underset{(II)}{Sn_xO_y}$

  donde: 88,1% de Sn ⇒ 11,9 % de O_2

  $$\frac{88,1g}{P_{eq}(Sn)} = \frac{11,9g}{8} \Rightarrow P_{eq}(Sn)_{II} = 59,2$$

43. De las siguientes soluciones, ¿Cuántas son iónicas y cuantas son moleculares?

I. Solución acuosa de yoduro de potasio.
II. Solución de alcohol etílico en agua.
III. Solución de tetracloruro de carbono en éter etílico.
IV. Ácido clorhídrico.

Resolución:

Tipos de soluciones:

A) Iónicas
Cuando el soluto se disocia en especies iónicas, estas soluciones conducen la electricidad (electrolitos):

I. KI acuoso: (K^+ y I^-)

IV. Ácido clorhídrico: HCl acuoso: (H^+ y Cl^-)

B) Moleculares

Cuando el soluto se dispersa hasta el grado molecular, no conduce a la electricidad

II. Alcohol (C_2HgOH) en H_2O

III. Tetracloruro de carbono (CCl_4) en éter etílico.

∴ se tiene dos soluciones iónicas y dos moleculares.

44. ¿Qué masa de tiosulfato de sodio pentahidratado se necesita para preparar 500 mL de una disolución 0,200 N para el proceso.

$2S_2O_3^{2-} + I_2 \longrightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$?

Ar: Na = 23; S = 32; O = 16; H = 1; I = 127

Resolución:

El tiosulfato de sodio penhidratado:

$Na_2S_2O_3 . SH_2O$ ($\overline{M}$ = 248)

Participa en el proceso:

$$\underset{(Na_2S_2O_3)}{2S_2O_3^{2-}} + I_2 \longrightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$$

(+2) (+2,5)

$\theta = 0,5(2) = 1$

Además: V = 500 mL = 0,5 L

N = 0,2 (θ = 1)

⇒ M = 0,2

n.° moles = MV = 0,2(0,5) = 0,1

Luego reaccionan 0,1 mol de $Na_2S_2O_3$ ($\overline{M}$ = 158)

m = 0,1(158) = 15,8 g

158 g $Na_2S_2O_3$ ——— 248 g $Na_2S_2O_3\,5H_2O$

15.8 g $Na_2S_2O_3$ ——— m

∴ m = 24,8 g

45. Una disolución contiene 57,5 mL de etanol y 600 mL de benceno; ¿Cuántos gramos de alcohol hay en 1000 g de benceno? ¿Cuál es la molaridad de la disolución?

Datos: $D_{C_2H_5OH}$ = 0,80 g/mL

$D_{C_6H_6}$ = 0,90 g/mL

Resolución:

Se prepara una solución de etanol ($\overline{M}$ = 46) en benceno, dónde:

- **Etanol:**
  V = 57,5 mL
  D = 0,80 g/mL
  m_{et} = DV = 0,80(57,5)
  m = 46 g
- **Benceno:**
  V = 600 mL
  D = 0,90 g/mL
  m = DV = 0,90(600)
  m_{ben} = 540 g

Luego tenemos de estas cantidades:

46 g etanol ——— 540 g benceno.

m ——— 1 000 g benceno.

$$m = \frac{46(1000)}{540} = 85,19 \text{ g}$$

La molaridad (M) la hallamos de:

$$M = \frac{\text{n.° moles(sto)}}{V_{sol}}$$

Como el etanol es el soluto:

$$\text{n.° moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{46}{46} = 1$$

V_{sol} = 57,5 mL + 600 mL = 657,5 mL

V_{sol} = 0,6575 L

$$\therefore M = \frac{1}{0,6575} = 1,52$$

46. ¿Cuántos mililitros de una solución de concentración 100 mg Co^{2+} / mL se necesita para preparar 1,5 L de disolución conteniendo 20 mg Co^{2+} / mL?

Resolución:

Se diluye una solución acuosa cuya concentración (C) es:

C = 100 mg Co^{+2}/ mL

V = ?

Para obtener una solución, dónde:

C = 20 mg Co^{+2}/ mL

V = 1,5 L = 1500 mL

Se cumple: $(CV)_1 = (CV)_2$

$100V_1 = 20(1500)$

∴ V_1 = 300 mL

47. Una solución concentrada de ácido clorhídrico contiene 35,2% en masa del HCl y su densidad es 1,175 g/mL. Calcular el volumen en litros del ácido, necesario para preparar 3 litros de una solución 2 normal.

Masa Atómica: (Cl = 35,5)

Resolución:

$\overline{M}$ (HCl) = 36,5 $\underset{va = 1}{\overset{\searrow}{HCl}}$ N = Mva

N = M(1)

Entonces se tiene 3 L de HCl al 2 molar.

Calculemos la masa del soluto (HCl)

$$M = \frac{n_o}{V_n} \qquad n_o = \frac{m}{\overline{M}} \qquad M = \frac{\left(\frac{m}{\overline{M}}\right)}{V_n} \qquad 2 = \frac{\left(\frac{m}{36,5}\right)}{3}$$

m = 219 g HCl

Calculemos la masa de la solución

%m = 35,2% $\qquad m_o$ = 219 g

$$\%m = \frac{219}{m_n}(100)\%$$

$$35,2 = \frac{219}{m_n}(100) \qquad m_n = 622,16 \text{ g}$$

Calculemos el volumen de la solución

D = 1,175 g/mL m = 622,16 g D = m/V

$1{,}175 = \frac{622{,}16}{V}$ $V = 529{,}5$ mL $V = 0{,}53$ L

Luego serán necesarios 0,53 L de ácido clorhídrico al 35,2% en masa.

48. Se desea preparar 150 mL de una solución 1/3M de sacarosa, a partir de la mezcla de otras dos soluciones de azúcar, una con 228 g de sacarosa por litro (I) y la otra con 57 g de sacarosa por litro (II). ¿Qué volumen de cada una de las soluciones se deberán tomar para preparar la solución deseada? Dato: masa molecular de la sacarosa: 342

Resolución:

Cálculo de la molaridad de (I)

$n = \frac{m}{M}$ $n = \frac{228}{342} = 0.6$ mol-g

$M = \frac{n}{V}$ $M = \frac{0,6}{1} = 0,6\ \frac{\text{mol-g}}{L}$

Cálculo de la molaridad de (II)

$n = \frac{m}{M}$ $n = \frac{57}{342} = 0,16$ mol-g

$M = \frac{n}{V}$ $M = \frac{0,16}{1} = 0,16\ \frac{\text{mol-g}}{L}$

Al mezclar las soluciones (I) y (II) los solutos se adicionan.

$M = \frac{n_o}{V_n}$ $n_o = MV_n$ $n_o(I) + n_o(II) = n_o(T)$

$(MV_n)I + (MV_n)II = (MV_n)T$ $V_I + V_{II} = V_T$

$0{,}6V_I + 0{,}16(0{,}15 - V_I) = \left(\frac{1}{3}\right)0{,}15$

$V_I = 150$ mL $V_T = 0{,}151$ L

Resolviendo se tiene: $V_I = 0{,}050$ L

$V_{II} = 0{,}100$ L

Por lo tanto, se tiene 50 mL de (I) y 100 mL de (II).

49. ¿Cuántos gramos de azúcar deberán disolverse en 60 g de agua para dar una solución al 25%?

Resolución:

El azúcar es la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

$m_n = m_o + m_e$ $m_o = ¿?$ $m_e = 60$ g H_2O

%m = 25%

Calculemos la masa de azúcar (soluto)

$\%m = \frac{m_o}{m_n}(100)\%$ $\%m = \frac{m_o}{m_o + m_e}(100)\%$

$25\% = \frac{m_o}{m_o + 60}(100)\%$ $1 = \frac{m_o}{m_o + 60}(4)$

$m_o + 60 = 4m_o$ $60 = 3m_o$

$m_o = 20$ g azúcar

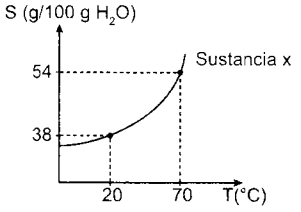
Por lo tanto, se deben disolver 20 g de azúcar.

50. De acuerdo al siguiente gráfico para la solubilidad de la sustancia "x", señale las proposiciones que son correctas.

I. Una solución acuosa de "x" a 20 °C que contiene 17 g de soluto en 50 g de H_2Oestá saturada.

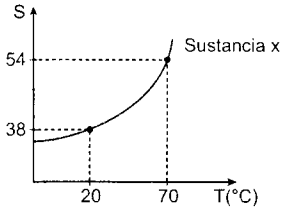
II. Una solución saturada de "x" a 70 °C contiene 18 g de soluto en 51,33 g de solución.

III. La disolución acuosa de "x" es exotérmica.



Resolución:

De acuerdo al gráfico de solubilidad:



I. Incorrecto

A 20 °C: se tiene:

38 g x —— 100 g H_2O

m —— 50 g H_2O

m = 19 g x

Como la solución posee solo 17 g, no está saturada.

II. Correcto

A 70 °C; se tiene

54 g x —— 100 g H_2O —— 154 g sol

m ———————— 51,33 g sol

m = 18 g x

La solución está saturada.

III. Incorrecto

Se observa del gráfico la proporcionalidad de la S y T; por lo que el proceso de disolución es endotérmico.

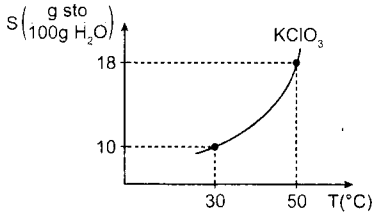
Por lo tanto, es correcto solo II.

51. Según los datos de solubilidad de $KClO_3$ del gráfico, indique la proposición incorrecta:

I. Cuando se disuelve 50 de $KClO_3$ en 300 g de agua a 50 °C se obtiene una solución saturada.

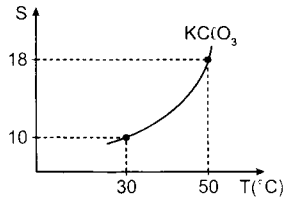
II. En 660 g de solución saturada de $KClO_3$ a 30 °C, se hallan disueltas 60 g de $KClO_3$

III. Del gráfico mostrado se deduce que el proceso de disolución del $KClO_3$ es endotérmico.



Resolución:

Para el $KClO_3$ se tiene el gráfico de solubilidad:



I. Incorrecto
A 50 °C, se tiene:
18 g $KClO_3$ —— 100 g H_2O
m —— 300 g H_2O
m = 54 g $KClO_3$ (máximo)
Si solo se disuelven 50 g de $KClO_3$ la soiución no se satura.

II. Correcto
A 30 °C; se tiene:
10 g $KClO_3$ —— 100 g H_2O —— 110 g sol
m —————— 660 g sol
m = 60 g $KClO_3$ (sol saturada).

III. Correcto
El proceso de disolución es endotérmico.

Por lo tanto, es incorrecto solo I.

52. Según la clasificación de las soluciones encontrar la relación adecuada.
I. 1,0 mg de NaCl en 100 ml de agua.
II. NaCl en agua.
III. Hidrogeno disuelta en agua.
IV. Hidrogeno disuelto en paladio.
V. Aire.
a. Solución sólida
b. Solución diluida
c. Solución gaseosa
d. Solución molecular
e. Solución iónica

Resolución:

Relación correcta:

I. **1mg de NaCl en 100 mL de H_2O:**
La cantidad de sal disuelta es muy pequeña, por lo que se produce una:
"Solución diluida"

II. **NaCl en agua**
El NaCl es iónico, por lo que al disolverse en el agua forma una
"Solución iónica"

III. **Azúcar en agua**
En azúcar es una sustancia molecular al disolverse en agua forma una:
"Solución molecular"

IV. **Hidrógeno el paladio**
El paladio (metal) poroso sirve como medio de dispersión del gas H2, se forma una:
"Solución sólida"

V. Aire:
Corresponde a una mezcla homogénea gaseosa. por lo que es una:
"Solución gaseosa"

∴ Ib, IIe, IIId, IVa y Vc

53. La solubilidad del NaCl en agua a cierta temperatura tiene un valor de 39 g NaCl/100 g de agua. Calcule el porcentaje de NaCL en la mezcla (en masa)

Resolución:

La solubilidad (s) del NaCl en agua a cierta temperatura es:
S: 39
Luego se cumple:
39 g NaCl —— 100 g H_2O —— 139 g sol
Nos piden hallar el % en masa de NaCl:

$$\%NaCl = \frac{m_{NaCl}}{M_{sol}}(100) \quad \#\ 100$$

$$\%NaCl = \frac{39}{139}(100) = 28$$

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

¿Cuáles de los siguientes casos es un ejemplo de coloide?

A) Agua con gas B) Gasolina C) Mayonesa
D) Aceite vegetal E) Pisco

Resolución:

Los coloides son sistemas micro heterogéneos formamos por una fase dispersa y otra fase llamada dispersante. Los coloides tienen aspecto opaco o turbio a menos que estén muy diluidos. Se caracterizan por presentar el efecto Tyndall que es un fenómeno de dispersión de la luz provocado por el tamaño de la partícula dispersa y por movimiento browniano que es un movimiento aleatorio y estabiliza a la dispersión. Los coloides se clasifican por el tipo de partícula dispersa en la fase en:

Fase dispersa	Fase dispersante	Coloide	Ejemplo
Líquido	Gas	Aerosol	Neblina
Sólido	Gas	Aerosol sólido	Polvo
Gas	Líquido	Espuma	Espuma de afeitar
Líquido	Líquido	Emulsión	Mayonesa
Sólido	Líquido	Sol	Pinturas
Gas	Sólido	Espuma sólida	Piedra pómez
Líquido	Sólido	Emulsión sólida	Mantequilla
Sólido	Sólido	Sol sólido	Rubí

La mayonesa es una emulsión

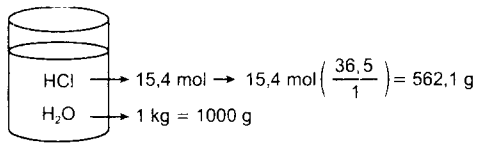
Clave: C

PROBLEMA 2 (UNI 2012 - I)

Una fábrica de reactivos químicos vende ácidos clorhídrico concentrado, HCl(ac), con las siguientes especificaciones:
molalidad = 15,4 mol/kg
densidad = 1,18 g/mL
Ya que es un producto controlado, la policía necesita saber cuál es su concentración, pero expresado como normalidad (eq/L) ¿Qué valor de normalidad le corresponde a este ácido?
Masa molar HCl = 36,5 g/mol

A) 5,82 B) 11,63 C) 15,62
D) 17,45 E) 23,26

Resolución:
En la solución; a partir de los datos se tiene:



m_{sol} = 1000 g + 562,1 g = 1562,1 g <> 1323,8 mL
La concentración molar:

$$M = \frac{n_{STO}}{V_{SOL}}$$

$$M = \frac{15,4}{1,3238} = 11,63 \frac{mol}{L}; \text{ como } \theta_{HCl} = 1$$

$\therefore$ N = 11,63 Eq/L

Clave: B

PROBLEMA 3 (UNI 2012 - I)

La solubilidad de una sustancia en un líquido depende de la naturaleza del soluto, del solvente, de la temperatura y de la presión. Al respecto, marque la alternativa correcta.

A) La solubilidad de los gases en los líquidos varía inversamente con la presión parcial del gas que se disuelve.
B) La solubilidad de NaCl en agua aumenta conforme aumenta la temperatura.
C) La solubilidad de CO2 (g) disminuye con el aumento de su presión sobre el líquido en el cual se disuelve.
D) Los cuerpos que al disolverse desarrollan calor son menos solubles en frío que en caliente.
E) Las variaciones de la presión atmosféricas producen grandes cambios en la solubilidad de los sólidos en los líquidos.

Resolución:
Solubilidad (s):
Es la máxima cantidad de soluto que logra disolverse en una cantidad dada de disolvente (generalmente en 100 g de H_2O) a una temperatura determinada.

$$S^{t°C} = \frac{\text{gramos de soluto}}{100 \text{ g de } H_2O}$$

Uno de los factores que afectan a la solubilidad para solutos sólidos o líquidos es la temperatura, siendo muy común que para el NaCl en H_2O su solubilidad aumenta con la temperatura.

Clave: B

PROBLEMA 4 (UNI 2012 - II)

¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio KOH, se necesitan para preparar 100 mL de una solución de $KOH_{(ac)}$ 1,0M?
Masas atómicas: H = 1; O = 16; K = 39

A) 0,56 B) 1,12 C) 5,60
D) 11,20 E) 22,40

Resolución:
Según el problema:

- STO: KOH $\Rightarrow$ $\overline{MF}$: 56
- V_{SOL} = 100 mL = 0,1 L
- Molaridad (M) = 1,0 mol/L

De:

$$M = \frac{n_{STO}}{V_{SOL}} \text{ y } n_{STO} = \frac{W_{STO}}{\overline{M}_{STO}}$$

$$\Rightarrow 1 = \frac{\left(\frac{W_{STO}}{56}\right)}{0.1} \therefore W_{STO} = 5,6 \text{ g}$$

Clave: C

PROBLEMA 5 (UNI 2012 - II)

Se mezclan volúmenes iguales de $KCl_{(ac)}$ 0,2M, $NaCl_{(ac)}$ 0,3M y $CaCl_{2(ac)}$ 0,5 M
¿Cuál es la concentración final (en mol/L) de los iones cloruro (Cl^-)?

A) 0,33 B) 0,50 C) 0,75
D) 1.00 E) 1,50

Resolución:
De:

- 1 mol de KCl $\xrightarrow{\text{produce}}$ 1 mol Cl^{1-}
  $\Rightarrow 0,2 \frac{mol}{L}$ KCl --------> $0,2 \frac{mol}{L}$ Cl^{1-}
- 1 mol de NaCl $\xrightarrow{\text{produce}}$ 1 mol Cl^{1-}
  $\Rightarrow 0,3 \frac{mol}{L}$ NaCl --------> $0,3 \frac{mol}{L}$ Cl^{1-}
- 1 mol de $CaCl_2$ $\xrightarrow{\text{produce}}$ 2 mol Cl^{1-}
  $\Rightarrow 0,5 \frac{mol}{L}$ $CaCl_2$ --------> $1 \frac{mol}{L}$ Cl^{1-}

Al mezclar volúmenes iguales, se tiene:

$$[Cl^{1-}]_{final} = \frac{0,2 + 0,3 + 1,0}{1 + 1 + 1} = \frac{1,5}{3} = 0,5 \text{ mol/L}$$

Clave: B

PROBLEMA 6 (UNI 2013 - I)

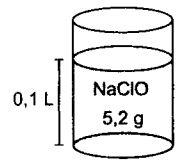
Numerosos blanqueadores para lavandería contiene hipoclorito de sodio como ingrediente activo. El clorox, por ejemplo, contiene aproximadamente 5,2 g de NaClO por 100 mL de solución. ¿Entre que valores está

comprendida la concentración molar de la solución?
Masas atómicas: Na = 23; CL, = 35,5; O = 16

A) menos de 0,6M
B) entre 0,6 y 0,8M
C) entre 0,75 y 0,92M
D) entre 0,92 y 1M
E) más de 1M

Resolución:

Hipoclorito de sodio: NaClO
Masa molar: 74,5 g/mol
Masa de soluto: 5,2 g de NaClO
Volumen de solución: 100 mL



Masa molar=74,5 g/mol

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{sol(L)}} = \frac{5,2/74,5}{0,1}$$

M = 0,70 mol/L

Por lo tanto, la molaridad de la solución se encuentra entre 0,6 M y 0,8 M.

Clave: B

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Determinar cuántas de las siguientes afirmaciones son no incorrectas:
I. Una dispersión es el ordenamiento de las partículas de un cuerpo en el seno de otro.
II. Las partículas que se ordenan en una dispersión se denomina fase dispersa.
III. Las dispersiones se pueden clasificar de acuerdo al tamaño de las partículas dispersas en soluciones, coloides y suspensiones.
IV. A las partículas dispersas por ejemplo en un coloide se denomina micelas.
V. En una emulsión el disperso y el dispersante son líquidos.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

2. Indicar cuántas de las proposiciones son no correctas:
I. El movimiento browniano es el causante de la estabilidad de los coloides.
II. Una solución absorbe y un coloide refleja a luz en el efecto Tyndall.
III. En un coloide la fase dispersa puede ser sólida, líquida o gaseosa.
IV. En un coloide una partícula dispersa puede tener como diámetro 300 nm.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

3. De las proposiciones, señalar lo correcto
I. Agua con arcilla es un coloide.
II. Según el tamaño de las partículas dispersas suspensión → coloide → solución.
III. Los coloides se separan por filtración
IV. Las soluciones no siempre son monofásicas es :

A) Cero B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

4. Señalar la relación correcta:
I. Niebla: gel
II. Humo: aerosol sólido
III. Mantequilla: emulsión
IV. Crema batida: espuma

A) I, II y III B) II y III C) II, III y IV
D) Solo I E) III y IV

5. A continuación se señalar la fase dispersa y dispersante respectivamente. ¿Qué denominación de coloides es incorrecta?

A) Sólido en gas: aerosol
B) Sólido en sólido: sol sólido
C) Líquido en líquido: emulsión
D) Gas en líquido: gel
E) Gas en sólido: espuma sólida

6. La dispersión de un líquido en un gas recibe el nombre común de:

A) Sol B) Emulsión líquida
C) Espuma D) Gel
E) Aerosol liquido.

7. Se denomina solución a:

A) Agua pura B) Una suspensión
C) Un coloide D) Una mezcla homogénea
E) Vapor de agua

8. Determinar cuántas de las siguientes afirmaciones son no incorrectas:
I. Tanto la solución como el coloide no sedimentan por reposo.
II. El coloide y la suspensión dispersan la luz.
III. La solución y la suspensión son sistemas homogéneos.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

9. Indicar cuántas proposiciones son no incorrectas:
I. Una espuma es un sistema coloidal de un gas disperso en un líquido.
II. El efecto Tyndall se presenta en una solución.
III. Cuando un coloide fluye libremente se denomina sol.
IV. La tinta, las pinturas, la mayonesa son dispersiones coloidales.
V. El movimiento en zigzag que poseen las coloides se denomina movimiento browniano y es debido a este movimiento que los coloides tienen estabilidad.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

10. La crema de afeitar es un coloide que se conoce como espuma, resulta una dispersión de:
I Sólido en gas
II. Líquido en gas
III. Líquido en líquido
IV. Gas en líquido
V. Sólido en líquido

A) I B) II C) III D) IV E) V

11. En qué tipo de coloides el solvente se encuentra en estado sólido:
I. Sol sólido
II. Espuma sólida
III. Emulsión sólida
IV. Gel
V. Aerosol

A) I y II B) II y III C) III y IV D) I; II y III E) Todos

12. A la dispersión de un líquido en un gas recibe el nombre común de:

A) Sol B) Gel
C) Emulsión D) Espuma líquida
E) Aerosol líquido

13. Indicar cuántos coloides existen:

I. Mantequilla IV. Queso
II. Pintura V. Mayonesa
III. Potasio VI. Humos

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

14. Se disuelven 7g de NaCl en 43 g de H_2O. La concentración de la solución en porcentaje en masa será:

A) 12,3% B) 14% C) 16,3%
D) 19,4% E) 20,6%

15. Con 20 mL de ácido nítrico al 80% ¿cuántos mL de ácido nítrico puro se prepararon?

A) 50 mL B) 15 mL C) 16 mL
D) 32 mL E) 12 mL

16. Una solución está conformada por 20 mL de alcohol puro y 60 g de agua. Calcular el porcentaje en volumen de esta solución.

A) 15% B) 20% C) 25%
D) 30% E) 35%

17. En una solución acuosa se tienen 80% en volumen de agua, determinar el volumen del soluto, si se tiene 40 L de agua.

A) 50 L B) 40 L C) 30 L
D) 20 L E) 10 L

18. ¿Cuántos gramos de una sal deberán disolverse en 315 mL de agua para darnos una solución al 25%, en masa?

A) 100 g B) 96 g C) 105 g
D) 115 g E) 10 g

19. ¿Cuántos litros de agua debemos agregar a 80 L de una solución al 20% en volumen de KCl, para obtener otra solución al 12% en volumen de KCl?

A) 133,33 B) 113,33 C) 98,33
D) 56,33 E) 53,33

20. Se unen dos soluciones cuyas concentraciones son del 20% en masa de NaOH y 5% en masa de NaOH, se obtiene 1200 g y una nueva solución al 15% en masa de NaOH. Determinar la masa de cada una de las soluciones iniciales.

A) 600 g y 600 g B) 400 g y 800 g
C) 800 g y 400 g D) 700 g y 500 g
E) 900 g y 300 g

21. ¿Cuántos gramos de una solución al 50% en masa de H_2S se deben unir a 800 g de una solución al 10% en masa de H_2S para obtener una nueva solución al 20% en masa de H_2S?

A) 255,66 g B) 266,66 g C) 277,66 g
D) 288,66 g E) 299,66 g

22. Se disuelven 14 g de NaCl en 86 g de H_2O. La concentración de la solución en porcentaje en masa será:

A) 12,3% B) 14% C) 16,3%
D) 19,4% E) 20,6%

23. ¿Cuántos gramos de jabón se podrán disolver en 300 mL de agua para obtener una solución al 25% en masa?

A) 50 g B) 100 g C) 150 g
D) 200 g E) 250 g

24. Si 1 mL de una solución al 25% en masa contiene 0,458 g de soluto. ¿Cuál es la densidad de esta solución?

A) 1,76 g/mL B) 1,43 g/mL C) 2.2 g/mL
D) 1.83 g/mL E) 2.36 g/mL

25. ¿Con qué cantidad de agua habrá que diluir 50 g de ácido nítrico al 60% para obtener una disolución que contenga un 20% de ácido en masa?

A) 146,2 g B) 83,3 mL C) 100 g
D) 20.3 mL E) 60,2 g

26. ¿Qué cantidad de dos soluciones al 25% y 15% de ácido nítrico se deben mezclar para obtener 1 kg de solución de ácido nítrico al 20%?

A) 400 g y 600 g B) 320 g y 680 g
C) 500 g y 500 g D) 400 g y 700 g
E) 300 g y 700 g

27. Indicar qué volumen de agua se debe añadir a 100 mL de solución al 20% en masa de H_2SO_4 (D = 1,08 g/mL) para obtenerla al 5%.

A) 300 mL B) 332 mL C) 324 mL
D) 356 mL E) 360 mL

28. Se añade 12 g de bromuro de potasio puro (KBr) a 180 g de solución que contiene KBr al 10% en masa. Hallar el tanto por ciento en masa de KBr de la solución final.

A) 9,891 B) 7,143 C) 10,416
D) 15,625 E) 9,373

29. ¿Qué masa de agua se debe agregar a 10 litros de una solución acuosa de NaOH al 40% en masa y densidad 1,8 g/mL para obtener una nueva solución al 10% en masa?

A) 21 kg B) 42 kg C) 54 kg
D) 14 kg E) 128 kg

30. ¿Qué volumen de agua se debe agregar a 20 litros de una solución acuosa de HNO_3 al 40% en masa y densidad 1,4 g/mL para obtener una nueva solución al 10% en masa?

A) 21 L B) 42 L C) 84 L
D) 14 L E) 128 L

31. ¿Qué concentración depende de la temperatura del sistema?

A) Fracción molar
B) Porcentaje en masa
C) Molalidad
D) Normalidad
E) Todas dependen de la temperatura

32. ¿Cómo se prepara una solución de NaOH con una concentración 5M?

A) 40 gramos de NaOH en 5 mL de solución.
B) 40 g de NaOH en 1 L de solución
C) 80 g de NaOH en 4000 mL de solución
D) 100 g de NaOH en 0,5 L de solución
E) 40 gramos en 1000 mL de agua

33. Se tiene una solución de KOH al 28% en masa ¿Cuál será la concentración de una alícuota de 14 mL de esta solución?

A) 14% B) 28% C) 42%
D) 50% E) Faltan datos

34. ¿Qué volumen de solución 0,2 N de álcali se necesitará para sedimentar en forma de $Fe(OH)_3$ todo el hierro contenido en 100 mL de $FeCl_3$ 0,5N?
$FeCl_3 + NaOH \Rightarrow Fe(OH)_3 + NaCl$

A) 125 mL B) 150mL C) 175mL
D) 250 mL E) 300mL

35. Calcular la masa, en gramos de cloruro de calcio que se necesita para preparar 200 mL de una solución 2N.
m.A. (Ca = 40; Cl = 35,5).

A) 7,5 B) 11,1 C) 30,2
D) 15,1 E) 22,2

36. El latón es una aleación de los siguientes elementos:

A) Cobre y estaño B) Hierro y carbón
C) Cobre y cromo D) Cobre y cinc
E) Estaño y cinc

37. La solución acuosa de azúcar y glicerina no conduce la electricidad porque:

A) Son insolubles
B) No se disocian en el agua
C) No se producen electrones libre
D) Se neutralizan.
E) Forman compuestos estables.

38. Un tipo de sistema coloidal se forma con partículas coloidales sólidas en un medio de suspensión líquida. ¿Qué ejemplo le corresponde?

A) Sal común disuelta en agua
B) Carbón en hierro fundido
C) Leche
D) Clara de huevo
E) Pinturas

39. Uno de los siguientes compuestos no se comporta como un electrolito:

A) NaCl B) $(NH_2)_2CO$ C) H_2SO_4
D) KOH E) KNO_3

40. En una emulsión la fase dispersa es un ... y la fase dispersante es un .....

A) líquido - líquido B) sólido - gas
C) sólido - líquido D) gas - líquido
E) gas - sólido

41. 500 mL de amoniaco medidos a 765 mmHg y 20°C fueron absorbidos en 760 mL de agua. Asumiendo que el cambio de volumen es despreciable. ¿Cuál es la normalidad de la solución?
Masa molecular: $NH_3 = 17$

A) 0,009 B) 0,014 C) 0,028
D) 0,056 E) 0,084

42. Determine cuáles de las mezclas siguientes son soluciones:

I. 4 g de azúcar con 100 mL de infusión de té.
II. 2 mL de HCl con 18 mL de H_2O
III. 1 mLde aceite con 1 mL de H_2O

A) I, II y III B) I y III C) III
D) II y III E) I y II

43. Si se añade 3 L de HCl 6M a 2L de HCl 1,5M. Hallar la normalidad resultante, considerando que el volumen final es 5 L.

A) 1,8 B) 3,9 C) 3,7
D) 4,2 E) 5,0

44. ¿Cuál de los siguientes pares de compuestos se asemejan al agua como solvente?

A) CH_3OH y C_6H_6 B) C_6H_6 y CCl_4
C) CCl_4 y CH_3OH D) CH_3OH y $NH_{3(L)}$
E) $NH_{3(L)}$ y CCl_4

45. Se hace reaccionar totalmente 1,2 L de H_2SO_4 0,5M con cobre metálico según la reacción:

$$Cu_{(s)} + H^{+}_{(ac)} + SO^{-2}_{4(ac)} \longrightarrow Cu^{+2}_{(ac)} + SO_{2(g)} + H_2O$$

La masa de cobre metálico oxidado es:
Masa atómica: (Cu = 63,5)

A) 14,2 g B) 19,05 g C) 27,6 g
D) 38,1 g E) 76,2 g

46. Sabiendo que una solución acuosa de hidróxido de sodio NaOH es 0,1 en fracción molar. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio hay en 50,5 g de dicha soiución?
Masa atómica: (Na=23; O=16; H=1)

A) 5,0 B) 4,0 C) 10,0 D) 1,0 E) 40,0

47. La fermentación de mezclas naturales, como el jugo de uvas, es un proceso relativamente complejo; sin embargo es posible lograr una comprensión del fenómeno considerando la fermentación de glucosa según la reacción.

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

¿Cuántos gramos de glucosa reaccionan para producir 500 mL de solución de etanol 1,3 M?

A) 58,5 B) 14,95 C) 30,0
D) 32,5 E) 46,0

48. De las alternativas mencionadas a continuación, ¿Cuál de ellas se puede clasificar como coloide?

A) Solución de sal común (NaCl)
B) Gasolina
C) Gelatina
D) Pisco
E) Vidrio

49. Precise la proposición incorrecta acerca de los diferentes tipos de soluciones mencionadas a continuación:

I. Hidrógeno en paladio
II. Agua de mar
III. Mercurio metálico en plata (amalgama)
IV. Cloruro de magnesio
V. Aleación de plata y cobre.

A) I es solución de gas en sólido
B) II es solución de sólido en líquido
C) III es solución del líquido en sólido
D) IV es solución de sólido en líquido
E) V es solución de sólido en sólido.

50. Teniendo en cuenta las siguientes proposiciones:

I. Una muestra de una disolución 0,1M (molar) que tiene un volumen de 0.5 litros contiene 0,2 mol de soluto.
II. El componente de una solución presente en menor cantidad respecto del otro componente es llamado soluto.
III. La normalidad es el número de equivalente de soluto contenido en un litro de disolvente.

Precise cuál de las alternativas incluye la(s) Proposición(es) correcta(s):

A) I y II B) I y III C) I, II y II
D) Solamente II E) II y III

51. Al agregar cinc a 250 mL de una solución de nitrato de plata AgNO3, se separó 4,0 g de plata Ag(s) metálica.
Determinar la molaridad de la solución de AgNO3, si la reacción se efectuó con un 85% de eficiencia.
Masa atómica: (Ag = 108; O = 16; N = 14; Zn = 65).

A) 0,185 M B) 0,174 M C) 0.017 M
D) 0,018 M E) 0,90 M

52. Calcular el porcentaje en masa de ácido fórmico (HCOOH) en una solución 1,1 molar si la densidad de la solución es 1,012 g/mL.

A) 3% B) 5% C) 8%
D) 12% E) 15%

53. Un fabricante de baterías encuentra que su diseño requiere aproximadamente 1,8 L de ácido sulfúrico al 30,2% en masa (D = 1,22 g/mL). ¿Cuántas baterías podrá preparar con una damajuana de 60 L de ácido sulfúrico al 96% en masa (D = 1,84 g/mL)?

A) Menos de 70 B) Entre 70 y 90
C) Entre 90 y 110 D) Entre 110 y 140
E) más de 140

54. Una pintura contiene 63% de óxido férrico (Fe_2O_3). ¿Cuántos gramos de ácidoclorhídrico al 10% se requieren, para que todo el pigmento contenido en 10 g de pintura, reaccione totalmente con el ácido, según la reacción Indicada?

$$Fe_2O_3 - HCl \longrightarrow FeCl_3 - H_2O$$

Masa atómica: (Fe = 56; O = 16; H = 1; Cl = 35,5).

A) 1,44 B) 14,4 C) 8,62
D) 86,2 E) 862

55. Se mezclan 500 mL de una solución de H_2SO_4 al 15,9% en masa (D = 1,11g/mL), con 500 mL de otra solución de H_2SO_4 (D = 1,82 g/mL) al 97% en masa. Calcular la molaridad de la solución resultante.

A) 1,48M B) 4,95M C) 7,25M
D) 9,90M E) 14,8M

56. Indique cuál de las siguientes soluciones conduce mejor la corriente eléctrica.

A) Agua azucarada. B) Alcohol
C) Kerosene D) Solución de NaCl
E) Ácidoacético

57. ¿Cuál es el volumen de hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$ 0,25M, que se requiere para neutralizar una solución de 50 mL de ácido nítrico HNO_3 0,2M? La ecuación de la reacción es:

$$Ca(OH)_{2(ac)} + HNO_{3(ac)} \longrightarrow Ca(NO_3)_{2(ac)} + H_2O_{(l)}$$

A) 0,04 L B) 0,02 L C) 0,08 L
D) 0,01 L E) 0,03 L

58. Se mezcla una solución de ácido fosfórico al 10% en agua (D = 1,078 g/mL) con una solución 5,1N del mismo ácido, en la proporción de 1: 2 en volumen. Calcule la molaridad de la mezcla resultante.

A) 1,7M B) 1,1M C) 2,8M
D) 1,5M E) 4,4M

59. Sabiendo que la solubilidad se define como la máxima cantidad de sustancia que se disuelve en cada 100 gramos de agua a una determinada temperatura. Determine la máxima molaridad de una solución de CuSO4 a 20°C, si añadimos 182 gramos de sulfato cúprico pentahidratado en 500 mL de agua, donde el volumen de la solución resulta ser 600 mL.
Solubilidad a 20 °C es de 29,88 g de sulfato cúprico pentahidratado por 100 gramos de agua.

A) 0,6M B) 1M C) 1,216M
D) 0,7M E) 0,89M

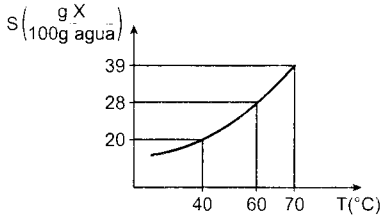
60. Se tiene los siguientes datos sobre la solubilidad de cierta sustancia:

T °C	20	30	40	70	80
S g/100 mL agua	10	20	30	60	65

Si se tiene g de esta y se disuelven en 100 g de agua a 60 °C y luego se deja enfría hasta 35 °C. ¿Cuántos gramos de esta sustancia cristalizaran?

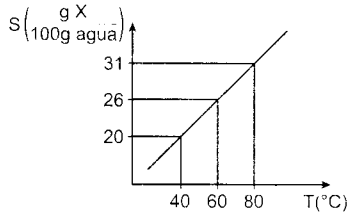
A) 20 B) 18 C) 15
D) 8 E) No cristaliza nada

61. Se la curva de solubilidad de una sustancia X. ¿Cuántos gramos como máximo se disolverán de la sustancia X para 600 mL de agua, a la temperatura de 60 °C?
Dato: D_{H_2O} = 0,9 g/mL (T = 60 °C)



A) 151,2 B) 168 C) 186,6
D) 131,6 E) 141,7

62. Sea la curva de solubilidad de una sustancia X en función de la temperatura.
Determine ¿Cuántos gramos de X se disuelve como máximo en 600 gramos de agua a una temperatura de 60 °C?



A) 210,8 g B) 516 g C) 156 g
D) 191,1 g E) 165 g

63. ¿Qué molaridad debería tener un litro de solución de $KMnO_4$ para que reaccione con 30,4 g de $FeSO_4$ en solución: según la ecuación:

$5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+ \longrightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$

m.A.(Mn = 54,9; Fe = 55,8; S = 32,1; O = 16; H = 1; K = 39,1)

A) 0,02M B) 0,04M C) 0,12M
D) 0,20M E) 1M

64. ¿Cuántos litros de dióxido de carbono (CO_2) a condiciones normales de presión y temperatura se producirán cuando se trata de un exceso de $Na_2CO_{3(s)}$ con 150 mL de ácido clorhídrico 2N?
La ecuación química del proceso es:

$Na_2CO_{3(s)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

m.A: Na = 23; C = 12; O = 16; H = 1; Cl = 35,5

A) 0,3 B) 1,68 C) 2,24 D) 3,36 E) 6,72

65. Determinar la molaridad de una solución de cloruro de sodio NaCl, que se obtiene cuando se hace reaccionar 100 mLde hidróxido de sodio $NaOH_{(ac)}$, 0,25M con 150 mL de ácido clorhídrico $HCl_{(ac)}$ 0,5M, asumiendo que el volumen de mezcla se mantiene a 250 mL.

A) 0,10M B) 0,20M C) 0,30M
D) 0,40M E) 0,50M

CLAVES

1. E	10. D	19. E	28. C	37. B	46. C	55. D	64. D
2. B	11. D	20. C	29. C	38. E	47. A	56. D	65. A
3. D	12. E	21. B	30. C	39. B	48. C	57. B	
4. C	13. E	22. B	31. D	40. A	49. D	58. D	
5. D	14. C	23. B	32. D	41. C	50. D	59. B	
6. E	15. C	24. D	33. B	42. E	51. B	60. B	
7. D	16. C	25. C	34. D	43. D	52. B	61. A	
8. D	17. E	26. C	35. E	44. D	53. E	62. A	
9. C	18. C	27. C	36. D	45. D	54. D	63. B	

Cinética química Equilibrio químico

15 capítulo

Henry Le Châtelier

Henry Louis Le Châtelier (París, 8 de octubre de 1850-Miribel-les-Échelles, 17 de septiembre de 1936) fue un famoso químico francés. Es conocido por su principio de los equilibrios químicos, también llamado «principio de Le Châtelier».A pesar de su formación como ingeniero prefirió seguir una carrera de profesor investigador en Química. En 1908 fue profesor de Química en la Universidad de París y desde 1914 hasta 1918 trabajó para el Ministerio de Armamento. Realizó estudios termodinámicos y observó el calor específico de los gases a altas temperaturas mediante el empleo de un pirómetro óptico. Además, fomentó la aplicación de la química en la industria y llegó a ser una eminencia en metalurgia, cementos, cerámica, cristales, combustibles y explosivos.

En 1887 fue elegido como jefe del departamento de Química General en L'École de Mines de París, puesto que desempeñó hasta su retiro. Luego, en 1888 formuló un principio según el cual el equilibrio en una reacción química se encuentra condicionado por los factores externos que lo desplazan hasta contrarrestar los cambios producidos. Le Châtelier desconocía que estas conclusiones fueron anticipadas por el físico norteamericano J. W. Gibbs y las publicó en la «Ley de estabilidad del equilibrio químico», actualmente conocida con el nombre de principio de Le Châtelier.

Fuente: Wikipedia

CINÉTICA QUÍMICA

Es la parte de la química que estudia las velocidades de las reacciones químicas.

Velocidad de una reacción (v)

Nos indica la rapidez con que desaparecen los compuestos reaccionantes o aparecen los productos de la reacción.

Las cantidades de las sustancias se expresan en concentración o molaridad.

$$\boxed{[\ ] = \frac{n}{V}} \quad \frac{mol}{L} \Rightarrow \text{(Molaridad)}$$

Concentración

$$\therefore \boxed{v_{Rxn} = \pm \frac{\Delta[\ ]}{\Delta t}} : \frac{mol}{L\,min}$$

(−): Si es reactante

(+): Si es producto

Sea la reacción: $1A + 1B \longrightarrow 1C$

Para A:

$$v_{Rxn} = \frac{[A]_T - [A]_i}{\Delta t} = \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

En el transcurso de las reacciones varían las cantidades de sustancias reaccionantes con respecto al tiempo.

En la reacción irán desapareciendo las sustancias reaccionantes, lo que determinará que la velocidad de reacción vaya disminuyendo hasta llegar a anularse al desaparecer la sustancia.

	1A + 1B	⟶	1C
t 5 min	$[A]_1$	$[B]_1$ ⟶	−
t 8 min	$[A]_2$	$[B]_2$ ⟶	$[C]_2$
	consumen		se forma

Pueden ser:

Reactantes:

$$v_A = \frac{[A]_2 - [A]_1}{\Delta t} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

$$v_B = \frac{[B]_2 - [B]_1}{\Delta t} = -\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

Productos:

$$v_C = \frac{\overset{O}{\overbrace{[C]_2 - [C]_1}}}{\Delta t} = +\frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$

Sea la reacción: $1A + 3B \longrightarrow 2C$

Significado:

Por 1 mol de A que se consume (1 velocidad) se consume 3 mol de B (3 velocidades) y se forma 2 mol de C (2 velocidades)

$$v_A = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t}; \qquad v_C = \frac{2}{3}v_B$$

$$v_B = 3v_A \Rightarrow v_B = 3\left(-\frac{\Delta[A]}{\Delta t}\right)$$

$$v_C = 2v_A \Rightarrow v_C = 2\left(\frac{\Delta[A]}{\Delta t}\right)$$

$$3v_A = v_B = \frac{3}{2}v_C \quad \text{o}$$

Ley ... $\boxed{\frac{v_A}{1} = \frac{v_B}{3} = \frac{v_C}{2} = v_{Rxn}}$ 1; 3; 2 Coeficientes estequiométricos

Se oxida el amoniaco (NH_3) y se produce gas nitrógeno y vapor (H_2O). Se observa que la velocidad del NH_2 es $20\ \frac{mol}{L\,min}$.

Ejemplo:

Calcular:

a. v_{O_2}

b. v_{Rxn} (velocidad neta)

Resolución:

Rxn oxidación: $4NH_3 + 3O_2 \longrightarrow 2N_2 + 6H_2O$

$$V_{NH_3} = 20\ \frac{mol}{L\,min}$$

Por la ley de v_{Rxn}:

$$\frac{v_{NH_3}}{4} = \frac{v_{O_2}}{3} = v_{Rxn} \quad ...(\alpha)$$

$$v_{O_2} = \frac{3}{4}v_{NH_3} = \frac{3}{4}(20)$$

$$v_{O_2} = 15\ \frac{mol}{L\,min}$$

En α ... $v_{Rxn} = \frac{20}{4} = 5\ \frac{mol}{L\,min}$

Factores que alteran la velocidad de una reacción

Naturaleza de los reactantes. Los elementos y compuestos poseen fuerzas específicas dependientes de su estructura atómica que determinan su tendencia a reaccionar.

$F_2 + H_2 \longrightarrow \oplus$rápido F: es más activo

$I_2 + H_2 \longrightarrow \oplus$lenta

Los del grupo IA son más activos que el IIA.

Concentración. Cuando exista una mayor concentración se origina un mayor contacto entre las sustancias que reaccionan, de tal manera que existirá también una mayor velocidad de reacción.

Ejemplo:

Quemar C con O_2.

Sustancia que permite la combustión

1. $C + \underbrace{O_2}_{98\%\text{ puro}} \longrightarrow$ Reacción más rápida

2. $C + \underbrace{aire}_{20\%\ O_2} \longrightarrow$ Reacción lenta

$$[O_2]_I > [O_2]_{II}$$
$$\Downarrow \qquad \Downarrow$$
$$\boxed{v_{Rxn_1} > v_{Rxn_2}}$$

La influencia de la concentración en la velocidad de reacción lo determina la ley de acción de masas, de Guldberg y Waage que dice:

La velocidad de una reacción química es directamente proporcional al producto de las concentraciones de las sustancias reaccionantes elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos.

Sea la Rxn:

$aA + bB \longrightarrow cC$

a, b, c: Coeficientes estequiométricos

$v_{Rxn} = k[A]^{\alpha}[B]^{\beta}$ ... Guldberg y Waage

$$\boxed{\text{Orden de la reacción} = \alpha + \beta}$$

Donde α y β se determinan con mediciones experimentales.

Por simplicidad se hace:

$$\left.\begin{matrix}\alpha = a \\ \beta = b\end{matrix}\right\} \text{ reacción elemental}$$

$$\therefore \boxed{v_{rxn} = k[A]^a[B]^b}$$

k: constante específica de la reacción

Rxn: 1. $A + B \xrightarrow{v}$ Productos

$v = k[A]^1[B]^1$ ...orden: 2 (Rxn)

2. $A + 2B \xrightarrow{v}$ Productos

$v = k[A][B]^2$ ...orden: 3 (Rxn)

Temperatura. La observación experimental muestra que el aumento de temperatura se traduce en un aumento en la velocidad de reacción y que el descenso en aquella, determina que la velocidad disminuya.

El efecto producido por la variación de temperatura es específico para cada reacción, los mismos aumentos de temperatura no producen iguales variaciones en reacciones distintas.

En general: por cada 10 °C de incremento de temperatura la velocidad de reacción se duplica.

Δ 10 °C ⟶ Velocidad se duplica (2V)

Ejemplo:

La reacción: $Fe_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow Fe_2O_3$

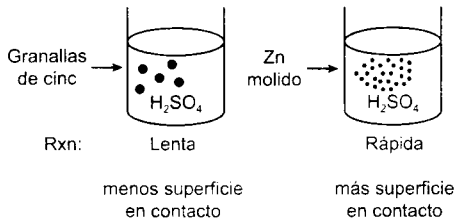
A 10 °C se desarrolla con una velocidad v_1. ¿Cuál es la velocidad a 40 °C?

Resolución:

°C	v_i	Tiempo
10°	v_1	t
20°	$2\ v_1$	t/2
30°	$4\ v_1$	t/4
40° ⟶	$8\ v_1$	t/8

Superficie de los reactantes. Es condición indispensable para que haya combinación, que las partículas de los reaccionantes entren en contacto íntimo, que haya choque molecular; por lo tanto, cuanto más divididas se hallen las sustancias, mayor será la posibilidad a realizarse el choque entre sus partículas.

Observemos cómo se presenta el reactante



El estado de máxima división de la materia es el gaseoso, en el que las moléculas se mueven libremente en el recipiente que las contiene y por ello será la máxima probabilidad de que haya choque entre las moléculas reaccionantes.

Ejemplo

$Fe + H_2 \longrightarrow 2HF$

$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2HCl$

$O_2 + 2H_2 \longrightarrow 2H_2O$

En los tres casos, la reacción es tan rápida y se desprende tal cantidad de calor instantáneamente que puede haber explosión.

Catalizador. Son sustancias químicas que influyen en la velocidad de reacción (catálisis).

El tipo y la cantidad de catalizador dependen de la reacción química.

El catalizador permanece inalterable en la reacción.

a. **Catalizador positivo.** O simplemente catalizador, acelera la velocidad de reacción y esto se logra disminuyendo la energía de activación del sistema.

Ejemplo:

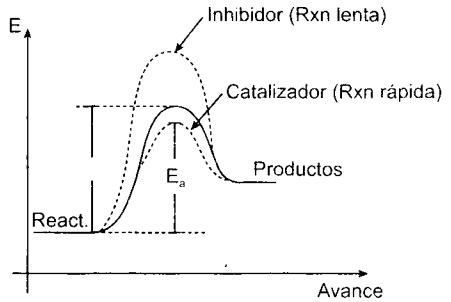
$$KClO_3 \xrightarrow{MnO_2} KCl + \frac{3}{2}O_2$$

$$H_2O_2 \xrightarrow{I^- K^+} H_2O + \frac{1}{2}O_2$$

b. Catalizador negativo (inhibidor). Es aquel catalizador que retarda la velocidad de una reacción, esto se logra aumentando la energía de activación del sistema.

Ejemplo:

$$N_2H_4 \xrightarrow{Ni} N_2H_6$$



Las reacciones químicas que tienen lugar en procesos vitales son catalizados por sustancias que se llaman enzimas o fermentos.

Ejemplo:

Hidrólisis de la urea es catalizada por el fermento ureasa.

$$CO(NH_2)_2 + H_2O \xrightarrow{\text{ureasa}} CO_2 + 2NH_3$$

Catálisis homogénea. Es una reacción que se lleva a cabo en presencia de un catalizador que se encuentra en el mismo estado físico que las sustancias participantes.

Ejemplo:

$$2\,SO_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{NO_{2(g)}} 2SO_{3(g)}$$

$$TICl_{(ac.)} + 2CeCl_{4(ac)} \xrightarrow{MnCl_{2(ac)}} TICl_{3(ac)} + 2CeCl_{3(ac)}$$

Catálisis heterogénea. Cuando el catalizador no se encuentra en el mismo estado físico que los reaccionantes.

Ejemplo

$$2\,SO_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{V_2O_{5(s)}} 2SO_{3(g)}$$

$$H_2O_{2(ac)} \xrightarrow{MnO_{2(s)}} H_2S_{(l)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$$

Apliaciones:

1. Escribir la ley de acción de masas de las reacciones:

a) $2NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2NOCl_{(g)}$

b) $CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

Resolución:

a) $v_{Rxn} = k[NO]^2[Cl_2]$

b) $CaCO_{3(s)}$: Su [ ] casi no varía.

[ ] = 1

$v = k[CaCO_3]$ $\therefore$ $v = k$

2. ¿Cómo cambiará la velocidad de la Rxn:

$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$

Si el volumen del recipiente en que se produce disminuye 3 veces.

Resolución:

$V^1 = k[NO]^2[O_2]$ ...(α)

$V^2 = k[NO]^2[O_2]$, ...($V/3$)

$V^2 = k(3[NO])^2(3[O_2])$

$V^2 = \underbrace{27k[NO]^2[O_2]}_{V^1}$

$\therefore$ $V^2 = 27V^1$ ... (crecerá 27 veces)

3. En el sistema $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$, la concentración del CO aumenta desde 0,03 $\frac{mol}{L}$ hasta 0,12 $\frac{mol}{L}$ y la del cloro desde 0,02 hasta 0,06 $\frac{mol}{L}$.

¿Cuántas veces aumenta la velocidad directa?

Resolución:

Por la ley de Guldberg-Waage: $v_{Rxn} = k[CO][Cl_2]$

Reemplazando:

$v_i = k(0,03)(0,02)$

$v_f = k(0,12)(0,06)$

$\therefore$ $\frac{v_f}{v_i} = 12$ (crece 12 veces)

4. Hallar el valor de la constante específica de la velocidad de la reacción: $A + B \longrightarrow AB$

Si para las concentraciones de las sustancias A y B son iguales a 0,05 y 0,01 $\frac{mol}{L}$ respectivamente. La velocidad de la reacción es igual a 5×10^{-5} $\frac{mol}{L\,min}$

Resolución:

$[A] = 0,05$ mol/L $\quad v_{Rxn} = 5 \times 10^{-5}\ \frac{mol}{L\,min}$

$[B] = 0,01$ mol/L

Por la ley de acción de masas $v_{Rxn} = k[A][B]$

$$k = \frac{v_{Rxn}}{[A][B]} = \frac{5 \times 10^{-5}}{(0,05)(0,01)} \Rightarrow k = 0,1$$

EQUILIBRIO QUÍMICO

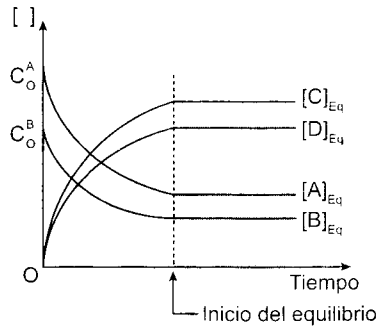
Es una condición termodinámica alcanzada por un sistema; cuando dentro de él están ocurriendo simultáneamente dos reacciones opuestas (reacción reversible) y con la misma velocidad de reacción. Al alcanzar esta condición permanecen constantes las propiedades del

sistema como: concentración, presión, entalpía, temperatura, etc. Una vez que el equilibrio se establece, las concentraciones de reactantes y productos no cambian, esto no significa que dejen de reaccionar por el contrario el equilibrio es un sistema dinámico porque los reactantes están continuamente reaccionando para generar productos, y estos últimos reaccionan para volver a generar los reactantes. Solo que estos dos procesos se llevan a cabo a la misma velocidad.

Sea la reacción química reversible:

		aA	+	bB	⇌	cC	+	dD
Tiempo		A		B		C		D
0	$[\ ]_{inicio}$	C_o^A		C_o^B		O		O
⋮	$\Delta[\ ]_{cambio}$	$-ax$		$-bx$		$+cx$		$+dx$
t	$[\ ]_{final\ equilibrio}$	$C_o^n - ax$		$C_o^a - bx$		$C_o^c + cx$		$C_o^D + dx$

Gráficamente, un sistema en equilibrio se reconoce usualmente así:



Observación:

- Los equilibrios químicos se dan solo en sistemas reversibles y generalmente en sistemas cerrados.
- La existencia del equilibrio es uno de los motivos del porqué la eficiencia de una reacción no llega al 100%.

La constante de equilibrio Keq:

Esta es una propiedad termodinámica de todo sistema de reacción reversible que nos indica el grado de avance o conversión que tienen los reactantes hasta el momento que se llega al equilibrio. Esta propiedad se deduce de la ley de acción de masas propuesta por Guldberg–Waage en 1864, donde se sostiene que la relación entre las concentraciones de los reactivos y productos en el equilibrio es constante.

Sea la reacción reversible: $aA + bB \underset{vi}{\overset{vd}{\rightleftharpoons}} cC + dD$

Ley de acción de masas:

velocidad directa (vd): $vd = Kd[A]^a[B]^b$;

velocidad Inversa (vi): $vi = Ki[C]^c[D]^d$

En el equilibrio se cumple: $vd = vi$

$\Rightarrow Kd[A]^a[B]^b = Ki[C]^c[D]^d$

A una temperatura dada, la constante de equilibrio [Keq] se define así:

$$Keq = \frac{Kd}{Ki} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

La constante de equilibrio puede expresarse generalmente:

En términos de concentración	**En términos de presión**
$Kc = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$	$Kp = \frac{(P_C)^c(P_D)^d}{(P_A)^a(P_B)^b}$
Donde [ ]: [ ]: concentración molar [i]: $n_i/v(L)$	Donde: P: Presión parcial de i $P: X P_{total}$
Kc: Considera a gases (g) y especies en solución acuosa (ac)	Kp: Considera solo a especies gaseosas (g)
Relación entre Kp y Kc	
$Kp = Kc(RT)^{\Delta n}$	
Donde: R = 0,082 L mol^{-1}; T: Temperatura absoluta (Kelvin) $\Delta n = \sum$ Coeficiente producto gaseoso $-\sum$ Coeficiente reactantes gaseosos	

Observación

- Generalmente por comodidad, la constante de equilibrio se escribe en unidades.
- La constante de equilibrio solo es función de la temperatura, por lo que al indicar su valor también deberá indicarse la temperatura a la que ha sido medida.

Ejemplos:

1. Deducir la expresión Kc; Kp y relacionarlos para: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} - 2NH_{3(g)}$

$$\Rightarrow Kc = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \Rightarrow Kp = \frac{(P_{NH_3})^2}{(P_{N_2})(P_{H_2})^3}$$

$$\Rightarrow \Delta n = 2 - (3 + 1) = -2 \quad \therefore Kp = Kc(RT)^{-2}$$

2. Deducir la expresión Kc: Kp y relacionarlos para el siguiente sistema heterogéneo en equilibrio:

$P_{4(s)} + 6Cl_{2(g)} - 4PCl_{3(l)}$

$$\Rightarrow Kc = \frac{[PCl_3]^4}{[Cl_2]^6[P_4]} = \frac{1}{[Cl_2]^6} \Rightarrow Kc = \frac{1}{(PCl_2)^6}$$

$$\Rightarrow \Delta n = 0 - (6 + 0) = -6 \quad \therefore Kp = Kc(RT)^{-6}$$

Observación:

Grado de disociación (α_i) $\boxed{\alpha_i = \frac{\text{n.° pierde (i)}}{\text{n.° inicial (i)}} - 100}$

Cuando todas las especies están en la misma fase física el equilibrio se denomina homogéneo. En caso contrario se denominará equilibrio heterogéneo.

Propiedades de la constante de equilibrio

a. Solo es función de la temperatura; por ello cuando se indica la Keq para una reacción también se indica la temperatura.

b. Su magnitud nos indica la predominancia de reactantes o productos en la mezcla en equilibrio.
Keq >> 1: Equilibrio desplazado a la derecha (predominan los productos)
Keq << 1: Equilibrio desplazado a la izquierda (predominan los reactantes)

c. La expresión de la constante de equilibrio solo depende de la estequiometría de la reacción, no de su mecanismo. Por lo tanto, a una misma temperatura.
Sea la Rxn en equilibrio: $A + B \rightleftharpoons C$
Dicha reacción posee una constante de equilibrio que denominaremos K. Luego si a temperatura constante:

I. Al invertir la reacción: $C \rightleftharpoons A + B$:
Obtendremos para esta reacción una nueva constante de equilibrio K', que se relaciona con la constante de equilibrio anterior según:

$$\boxed{K' = \frac{1}{K}}$$

II. Al multiplicar por "n" la reacción: $nA + nB \rightleftharpoons rC$
Obtendremos para esta reacción una nueva constante de equilibrio K', que se relaciona con la constante de equilibrio anterior según:

$$\boxed{K' = (K)^n}$$

III. Al sumar dos reacciones cuyas constantes de equilibrio son K_1 y K_2 respectivamente:

$A + B \rightleftharpoons C \quad : K_1$
$C \rightleftharpoons D + E : K_2$

Por global: $A + B \rightleftharpoons D + E$

Obtendremos para esta reacción global una nueva constante de equilibrio K', que se relaciona con la constante de equilibrio anterior según: $\boxed{K = K_1K_2}$

Alteración de un sistema en equilibrio

Principio de Le Châtelier: Cuando a un sistema que se encuentra en equilibrio se le aplica una fuerza de tensión externa, este se desplaza en un sentido (directo →) o (inverso ←) de tal manera que contrarresta dicha tensión aplicada, retornando así al equilibrio bajo un nuevo conjunto de condiciones.

Fuerza de tensión: concentración, temperatura y presión (si Δn es diferente de cero).

Efecto de la concentración:

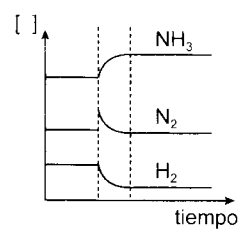
a. Al agregar reactante o producto, el sistema se desplaza en el sentido contrario (donde se encuentra la sustancia agregada).

b. Al retirar reactante o producto, el sistema se desplaza en la dirección donde se encuentra la sustancia retirada.
$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

	Desplazamiento		Desplazamiento
↑ $[N_2]$	→	↓ $[N_2]$	←
↑ $[H_2]$	→	↓ $[H_2]$	←
↑ $[NH_2]$	→	↓ $[NH_2]$	←

Observación:

- Efecto de agregar más N_2

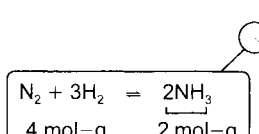


Efecto de la presión:

Solo para sistemas con $\Delta n \neq 0$

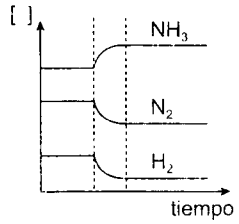
a. Un aumento de presión desplaza al sistema hacia el sentido que produzca un menor número de mol-g.

b. Una distribución de presión desplaza al sistema hacia el sentido que produzca un mayor número de mol-g.



	Desplazamiento del equilibrio
↑P	→
↓P	←

Observación:
Efecto de aumentar presión



Efecto de la temperatura:

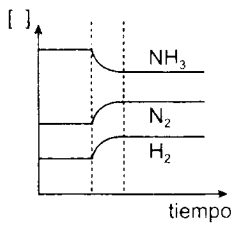
a. Un aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica.
b. Disminución de temperatura favorece la reacción exotérmica.

$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + 92{,}6\ kJ$

$\Delta H = -92{,}6\ kJ$

	Desplazamiento del equilibrio	Kp
↑ T	←	↓
↓ T	→	↑

Observación:
Efecto de aumentar T



Nota

Al agregar un catalizador a un sistema en equilibrio, este no se altera porque la reacción directa e inversa se modifican en la misma proporción.

Ejemplos:

1. En el equilibrio del siguiente sistema:
$A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)}$
Las concentraciones: [A] = 0,6 mol/L
[B] = 0,5 mol/L [C] = 0,3 mol/L
Hallar Kc.

Resolución:

$$A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)}$$

[ ] Equilibrio 0,6 0,5 0,3

$$Kc = \frac{[C]}{[A][B]^2} = \frac{(0,3)}{(0,6)(0,5)^2} \quad \therefore Kc = 2$$

2. Determinar Kc para un sistema en equilibrio que tiene un volumen de 2 litros. las moles de fosgeno [$COCl_2$] son 0,8; las moles de monóxido de carbono son 0,6 y las moles de cloro son 0,4 según la ecuación:
$COCl_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$

Resolución:

$$COCl_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

$\frac{n}{v}$[ ] Equil. $\frac{0,8}{2}$ $\frac{0,6}{2}$ $\frac{0,4}{2}$

$$Kc = \frac{[CO][Cl_2]}{[COCl_2]} = \frac{(0,3)(0,2)}{0,4}$$

$Kc = 0{,}15\ mol/L$

3. Para el siguiente sistema en equilibrio, determinar Kp y Kc, si las presiones parciales son: HI: 1,2 atm; H_2: 0,8 atm; I_2: 0,8 atm.
$2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$

Resolución:

$P_{HI} = 1.2$ atm
$P_{H_2} = 0{,}8$ atm
$P_{I_2} = 0{,}8$ atm

$$Kp = \frac{P_{H_2} \cdot P_{I_2}}{(P_{HI})^2}$$

$$Kp = \frac{(0,8)(0,8)}{(1.2)^2} \Rightarrow Kp = \frac{4}{9}$$

De: $Kp = Kc(RT)^{\Delta n}$ $\Delta n = (1 + 1) - (2) = 0$

$\boxed{\Delta n = 0}$

$$Kp = Kc = \frac{4}{9}$$

4. En un autoclave de 2 litros se coloca una mezcla de fierro y agua. el autoclave se cierra y se calienta a 1000 °C. alcanzando el equilibrio; luego el análisis dio como resultado que contiene 4 g de hidrógeno y 3.6 g de agua. Si la reacción de equilibrio fue:
$3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(v)} \rightleftharpoons Fe_3O_{4(s)} + 4H_{2(g)}$
Hallar Kc.

Resolución:

V: 2 L En el equilibrio:

$$3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(v)} \rightleftharpoons Fe_3O_{(v)} + 4H_{2(g)}$$

Peso: 3,6 g 4 g

n (moles): $\frac{3,6}{18} = 0,2$ $\frac{4}{2} = 2$

[ ]$\left(\frac{n}{v}\right)$ $\frac{0,2}{2} = 0,1$ $\frac{2}{2} = 1$

$$Kc = \frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4} = \left(\frac{1}{0,1}\right)^4 \Rightarrow Kc = 10^4$$

5. Si Kc = 49 a una temperatura de 500 °C para el sistema gaseoso:
$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$
Si en un vaso de 1 litro se introduce 1 mol de H_2 y 1 mol de I_2 y se cierra hasta alcanzar el equilibrio a 500 °C. Determinar la concentración del yoduro de hidrógeno en equilibrio.

Resolución:

V = 1 L Kc = 49

Moles	$H_{2(g)}$ +	$I_{2(g)}$ ⇌	$2HI_{(g)}$
Inicial	1	1	0
Reaccionan	x	x	2x
Equilibrio	1 − x	1 − x	2x

$$Kc = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \Rightarrow 49 = \frac{\left(\frac{2x}{1}\right)^2}{\left(\frac{1-x}{1}\right)\left(\frac{1-x}{1}\right)}$$

$$49 = \left(\frac{2x}{1-x}\right)^2 \Rightarrow \sqrt{\frac{a}{m}} \qquad \boxed{x = \frac{7}{9}\ mol}$$

6. Si se tiene inicialmente 4 moles de H_2 y 4 moles de Cl_2 para formar cloruro de hidrógeno. Determinar cuántas moles de hidrógeno existe en equilibrio, si Kp = 4 a 1000 K.

Resolución:

Kp = 4

Sea la reacción:

Moles	$Cl_{2(g)}$ +	$H_{2(g)}$ ⇌	$2HCl_{(g)}$
Inicial	4	4	0
Reaccionan	x	x	2x
Equilibrio	4 − x	4 − x	2x

$Kp = Kc(RT)^{\Delta n} \Rightarrow$ $\Delta n = (2) - (1 + 1)$

$\Delta n = 0$

$\boxed{Kp = Kc}$

$$Kc = \frac{[HCl]^2}{[Cl_2][H_2]} \Rightarrow 4 = \frac{\left(\frac{2x}{v}\right)^2}{\left(\frac{4-x}{v}\right)\left(\frac{4-x}{v}\right)}$$

$\Rightarrow x = 2$

$\therefore$ moles $H_{2(Equil.)} = 4 - 2 = 2$ mol

3. En un recipiente de 1 litro se han introducido 4 moles de nitrógeno y 8 moles de hidrógeno, para efectuar la siguiente reacción:

$N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons NH_{3(g)}$

Si al llegar al equilibrio se obtiene 4 moles de amoniaco. Calcular Kc para el equilibrio gaseoso.

Resolución:

V = 1 L

Moles	$N_{2(g)}$ +	$3H_{2(g)}$ ⇌	$2NH_3$
Inicial	4	8	0
Reaccionan	x	3x	2x
Equilibrio	4 − x	8 − 3x	2x

Dato equilibrio: NH_3: 2x = 4

$\boxed{x = 2}$; reemplazando:

$$[N_2] = 2\ \frac{mol}{L}; \quad [H_2] = 2\ \frac{mol}{L}; \quad [NH_3] = 4\ \frac{mol}{L}$$

$$Kc = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{(4)^2}{(2)(2)^3} \Rightarrow Kc = 1\ \frac{L^2}{mol^2}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Inicialmente reaccionan 1 mol de CO y 1 mol de vapor de agua. Determinar la constante de equilibrio Kc a 27 °C, sabiendo que en el equilibrio han reaccionado el 60% de vapor de agua. El volumen total es de 6 litros.

$$CO_{(g)} + H_2O_{(v)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$$

Resolución:

V = 6 L

Moles	$CO_{(g)}$ +	$H_2O_{(v)}$ ⇌	$CO_{2(g)}$ +	$H_{2(g)}$
Inicial	1	1	0	0
Reaccionan (60%)	$\frac{60}{100}(1)$	$\frac{60}{100}(1)$	0,6	0,6
Equilibrio	0,4	0,4	0,6	0,6

$$Kc = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]} = \frac{\left(\frac{0,6}{6}\right)\left(\frac{0,6}{6}\right)}{\left(\frac{0,4}{6}\right)\left(\frac{0,4}{6}\right)}$$

$$\therefore Kc = \frac{9}{4}$$

2. Reaccionan inicialmente 8 moles de N_2, 22 moles de H_2 y 2 mol de NH_3. Determinar la constante de equilibrio Kc; sabiendo que en equilibrio han quedado 2 moles de N_2 y el volumen total es 1 litro.

Resolución:

V = 1 L

Moles	$N_{2(g)}$ +	$3H_{2(g)}$ ⇌	$2NH_{3(g)}$
Inicial	8	22	2
Reaccionan	x	3x	2x
Equilibrio	8 − x	22 − 3x	2 + 2x

8 - x = 2 ⇒ x = 6 mol

Reemplazando:

$$Kc = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{\left(\frac{14}{1}\right)^2}{\left(\frac{2}{1}\right)\left(\frac{4}{1}\right)^3}$$

$$\therefore Kc = \frac{49}{32}\ \frac{L^2}{mol^2}$$

3. En un recipiente de 200 cm^3 se colocan 46 g de tetraóxido de nitrógeno, si al calentarlo se disocia en un 80% en dióxido de nitrógeno. Calcular la constante de equilibrio.

Resolución:

N_2O_4

$m = 46\ g; \quad n\ \frac{m}{\overline{M}} = \frac{46}{92} \Rightarrow n = 0.5$

$\overline{M} = 92$

Forma

Moles	$N_2O_{4(g)}$ ⇌	$2NO_{2(g)}$
Inicial	0.5	0
Rxn 80%	0.4	0.8
Equilibrio	0,1	0.8

Disocia: 80%(0,5) = 0,4 $\quad V = 200\ cm^3 = 0,2\ L$

N_2O_4

$$Kc = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{0,8}{0,2}\right)^2}{\left(\frac{0,1}{0,2}\right)}$$

$$\therefore Kc = 32\ \frac{mol}{L}$$

4. La fracción molar de los gases A y B es 0,2 para cada uno en el equilibrio. Determinar Kc y Kp según la ecuación:

$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(g)} \qquad t = 27\ °C$

Resolución:

En el equilibrio se encuentran los 3 componentes:

$\Sigma fm_i = 1 \qquad ...(\alpha)$

$P_i = fm_i\ P_T \qquad ...(\beta)$

		$A_{(g)} + B_{(g)}$ ⇌		$2C_{(g)}$
De ...(α)	fm_i (equil.)	0,2	0,2	0,6
De ...(β)	P_i (equil.)	0.2 P_T	0.2 P_T	0.6 P_T

$$Kp = \frac{(P_C)^2}{P_A P_B}; \quad \boxed{Kp = Kc(RT)^{\Delta n} \ ...(\gamma)}$$

$\Delta n = 0$

Reemplazando: $Kp = \frac{(0.6\ P_T)^2}{(0,2\ P_T)(0,2\ P_T)} \Rightarrow Kp = 9$

Como $\Delta n = 0 \Rightarrow Kp = Kc \Rightarrow Kc = 9$

5. La glicerina ($C_3H_8O_3$) reacciona con el ácido (H_3BO_2) dando un éster según la reacción:

$$C_3H_8O_{3(l)} + H_3BO_{3(l)} \rightleftharpoons C_3H_8BO_3 \times 3H_2O$$

la constante de equilibrio Kc es 0,9. ¿Cuántas moles de glicerina, deberán añadirse a un litro de una disolución 0,1 M de ácido bórico, para que el 60% del ácido bórico se convierta en el éster? Suponga que la adición de la glicerina no aumenta el volumen de la disolución. ¿A cuántos gramos de glicerina corresponden las moles añadidas?

Resolución:

$V = 1\ L$

Moles	$C_3H_8O_3$ +	H_3BO_3 ⇌	Éster
Inicial	x	0,1	0
Reaccionan 60% (H_3BO_3)	0,06	0,06	0,06
Equilibrio	x − 0,06	0,04	0,06

x : moles añadidas de ($C_3H_8O_3$)

- n = MV = 0,1(1) = 0,1 moles (H_3BO_3)
- Reacción: 60%(0,1) = 0,06 moles (H_3BO_3)

$$Kc = \frac{[éster][H_2O]^3}{[alcohol][ácido]} = \frac{\left(\frac{0,06}{1}\right)\left(\frac{0,18}{1}\right)^3}{\left(\frac{x-0,06}{1}\right)\left(\frac{0,04}{1}\right)} = 0.9$$

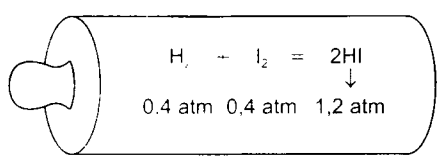
x = 1,7 moles ($C_3H_8O_3$)

$$Peso = n\overline{M} = 1,7\ moles\left(92\ \frac{gr}{mol}\right) = 156,4\ g$$

6. En un recipiente se tiene H_2, yodo y yoduro de hidrógeno en equilibrio de tal manera que la presión total es 2 atm. Hallar la constante de equilibrio Kp, si en el equilibrio la presión parcial del H_2 es 0.4 atm y la del yodo es 0,4 atm.

Resolución:

$\Sigma P_i = P_T \qquad P_T = 2\ atm$



Equilibrio

$$Kp = \frac{(P_{HI})^2}{(P_{H_2})(P_{I_2})} = \frac{(1,2)^2}{(0,4)(0,4)} \Rightarrow Kp = 9$$

7. En la reacción:

$C_5H_{10(g)} + CCl_3COOH_{(l)} \rightleftharpoons CCl_3COOC_5H_{11(l)}$

Calcular Kx, si a 100 °C reaccionan 2,15 moles de penteno y 1 mol de ácido para producir 0,76 moles de éster.

Resolución:

Moles	$C_5H_{10(g)} + CCl_3COOH_{(l)}$ ⇌		$CCl_3COOC_5H_{11(l)}$
Iniciales	2,15	1	0
Reacc.	0,76	0,76 ← consumen / producen →	0,76
Equil.	1,39	0,24	0,76
n_T	$fm_i = \frac{n_i}{n_T}$		
2,39			

$$Kx = \frac{fm_{éster}}{\underset{penteno}{fm}\ \underset{ácido}{fm}} = \frac{\left(\frac{0,76}{2,39}\right)}{\left(\frac{1,39}{2,39}\right)\left(\frac{0,24}{2,39}\right)}$$

$\therefore$ Kx = 5,4

8. Para la reacción: $S_{(s)} + 2CO_{(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + 2C_{(s)}$
A una determinada temperatura, calcular el valor de Kp, si en un frasco que contiene azufre sólido en exceso se introduce gas CO a una presión de 2,00 atm y al final se observa una presión de equilibrio en el sistema de 1,05 atm.

Resolución:

Presión parcial	$S_{(s)} + 2CO_{(g)} \rightleftharpoons SO_{2(g)} + 2C$	
Inicial	2	0
Reaccionan	2x	x
Equil P = 1,05	2 − 2x	x
P_i(atm)	0,1	0,95

$1,05 = (2 - 2x) + x \Rightarrow x = 0,95$ atm

$$Kp = \frac{P_{SO_2}}{(P_{CO})^2} = \frac{0,95}{(0,1)^2} = 95$$

$Kp = 95\ atm^{-1}$

9. Para la siguiente reacción: 2A + B → 2C. Si la velocidad de reacción respecto a A es 6 $\frac{mol}{Ls}$, ¿cuál es la velocidad respecto al producto C?

Resolución:

$v_{Rxn}A = v_A = 6\ \frac{mol}{Ls}$

Condición:

$$\frac{v_A}{2} = \frac{v_B}{1} = \frac{v_C}{2}$$

$V_C = V_A \quad \therefore v_C = 6\ \frac{mol}{Ls}$

10. En la siguiente reacción, la velocidad de formación del CO_2 es 10 $\frac{mol}{Ls}$ a 80 °C. ¿Cuál es la velocidad de la reacción a 100 °C?, ¿cuál es la energía absorbida o emitido por el consume de 2,4 kg de carbón?

$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_2 \qquad AH = -94\ \frac{kcal}{mol}$

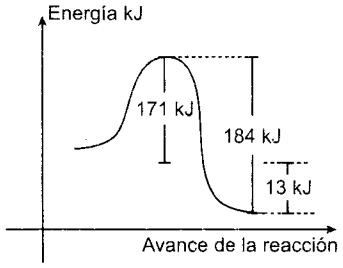
Resolución:

Por cada Δ10 °C ⟶ la velocidad se duplica.

T °C	v_{CO_2}	v_{CO_2}: a 100 °C
80	10	
90	20	
100	40	$: v_{CO_2} = 40\ \frac{mol}{Ls}$ a 100 °C

De la reacción: C ... 12 kg emite 94 kcal
2,4 kg ——— E
E = 18,3 kcal

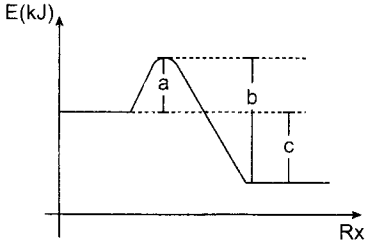
11. Teniendo en cuenta el siguiente diagrama, indicar verdadero (V) o falso (F), según corresponda para la reacción directa.



I. La energía de activación es 184 kJ
II. La entalpía de la reacción es 171 kJ
III. La energía de la reacción es − 13 kJ

Resolución:

De acuerdo al diagrama de reacción química:



I. **Falso**
La energía de activación (a) es la energía que deben absorber los reactantes hasta el punto máximo:
EA = a = 171 kJ

II. **Falso**
Al tratarse de un proceso exotérmico, se libera energía:
AH = −C = −13 kJ

III. **Falso**
Debido a que H = − 13 kJ, la energía del proceso es 13 kJ (liberado)

12. Indicar la proposición(es) incorrecta(s).
I. Cuanto mayor es la energía de activación de una reacción, menor es la fracción de colisiones y más lenta la reacción.
II. Al estado intermedio transitorio entre el estado de los productos y reactantes de una reacción, se le llama estado de transición y a la especie hipotética, complejo activado.
III. La velocidad de una reacción depende del producto de la frecuencia de colisión y la fracción de estas moléculas activadas.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Verdadero**
La energía de activación es la barrera que deben superar los reactantes para formar los productos, por lo que si es mayor al valor, la $\bar{v}_{Rxn}$ es lenta.

II. **Verdadero**
El punto límite (máximo) de activación de los reactantes genera una especie intermedia llamada complejo activado.

III. **Verdadero**
De acuerdo a la teoría de las colisiones, la velocidad de reacción depende de:
- Frecuencia de colisiones.
- Fracción de moléculas activadas.

13. ¿Cuál de las siguientes características corresponde a un sistema en equilibrio?

I. Es espontánea.
II. La reacción no se detiene.
III. La concentración de cada una de las sustancias se mantiene constante.

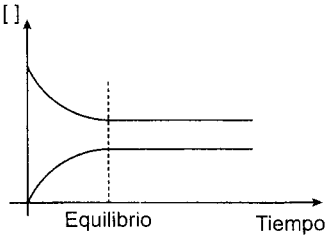
Resolución:

De las afirmaciones:

I. **Verdadero**
El equilibrio químico se alcanza en una reacción reversible por la tendencia a la estabilidad, por lo que ocurre de forma espontánea.

II. **Verdadero**
Todo equilibrio químico es un sistema dinámico, ya que en ningún momento la Rxn se detiene.

III. **Verdadero**
Una vez alcanzado el equilibrio las concentraciones de los reactantes y productos se mantienen constantes.



∴ Todos son correctos.

14. Indicar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

I. La constante de equilibrio evalúa la tendencia a la formación de productos.
II. La constante de equilibrio se expresa en unidades de concentración molar (mol/litro).

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Verdadero
De acuerdo a la expresión de la constante de equilibrio.

$$Keq = \frac{\text{productos}}{\text{reactantes}}$$

Su valor nos da una idea del curso que tomó la reacción.

$Keq > 1 \longrightarrow$

$Keq < 1 \longleftarrow$

II. Verdadero
La constante de velocidad de reacción de la cual depende la constante de equilibrio es afectada por la temperatura.

$$K = Ae^{-\frac{EA}{RT}}$$ Ecuación de Arrhenius.

III. Verdadero
La constante de equilibrio se puede expresar como:
Kc: complementaciones (mol/L)
Kp: presiones (atm)

15. Respecto a la constante de equilibrio de una reacción, indicar la proposición verdadera (V) o falsa (F) según corresponda.

I. La constante Kc se expresa usando las concentraciones en el equilibrio.
II. Para reacciones reversibles heterogéneas, la constante de equilibrio Kp puede expresarse en función de las presiones parciales de reactantes y productos en fase gaseosa.
III. Si Kc > 1 significa que el equilibro se establece cuando la mayoría de reactivos se transforma en productos.

Resolución:

De acuerdo a los enunciados:

I. Verdadero
Las expresiones de constante de equilibrio (Kc y Kp) expresan cantidades (molaridades y presiones) una vez alcanzado el equilibrio.

II. Verdadero
Para equilibrios heterogéneos, las constantes Kc y Kp solo expresan a los gases, sustancias disueltas, pero no a sólidos o líquidos puros; en el caso de Kp, solo gases.

III. Verdadero
Se cumple:
Kc > 1 ($\longrightarrow$) se forma gran cantidad de productos.

16. Indicar cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta:

I. Una reacción reversible involucra dos reacciones.
II. El estado del equilibrio químico es dinámico.
III. En el equilibrio de una reacción reversible hay igual concentración de productos que de reactantes.
IV. Para que se alcance el equilibrio químico las velocidades de la reacción inversa deben ser iguales.
V. En el estado de equilibrio químico no varían las propiedades del sistema.

Resolución:

Equilibrio químico: es el estado particular que alcanza de forma espontánea una reacción química reversible, cuando:

$$\boxed{\overline{V}_{Rxn\ (directa)} = \overline{V}_{Rxn\ (inversa)}}$$

Además:

- Es un sistema dinámico (la Rxn no se detiene).
- Muchas propiedades del sistema no varían.
- Las concentraciones se mantienen constantes, su valor no necesariamente es igual.

∴ Es incorrecto III.

17. Indicar verdadero (V) o falso (F) en relación con el equilibrio químico:

I. Este es estable.
II. Se establece en forma espontánea.
III. Es independiente de la presión y temperatura.

Resolución:

Respecto al equilibrio químico:

I. **Verdadero**
Al desarrollarse de forma espontánea, su tendencia es alcanzar un sistema estable.

II. **Verdadero**
No requiere de un agente externo para alcanzar esta condición, lo logra en un tiempo finito.

III. **Falso**
Este estado se alcanza a una temperatura definida y constante, su modificación alteró el sistema.

18. A ciertas condiciones de presión y temperatura la constante de equilibrio (Kc) para el proceso siguiente es "a".

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$$

Determinar la constante de equilibrio (Kc) para el proceso a las mismas condiciones:

$$2H_2O_{(g)} \rightleftharpoons 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Resolución:

A ciertas condiciones de P y T se tiene el equilibrio:

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$$

$$Kc = \frac{[H_2O]}{[H_2][O_2]^{1/2}} = a$$

Nos piden determinar el valor de Kc para el sistema:

$$2H_2O_{(g)} \rightleftharpoons 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

$$Kc = \frac{[H_2]^2[O_2]}{[H_2O]^2}$$

Se observa que esta expresión es la inversa de la anterior, además de estar elevada al cuadrado:

$$\therefore Kc = \frac{1}{a^2} = a^{-2}$$

19. Hallar la constante de equilibrio de la reacción:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

Si la concentración inicial del N_2O_4 era de 0,08 mol/L y para el momento de llegar al equilibrio se ha disociado el 50% de N_2O_4.

Resolución:

Se tiene N_2O_4 0,08 M, el cual se disocia en 50%, por lo que la parte disociada es:

$$[N_2C_4] = 0{,}08\ M\left\{\frac{50}{100}\right\} = 0{,}04\ M$$

De acuerdo al equilibrio: $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

$$[\ ]eq(0{,}08 - 0{,}04) \qquad 2 \times 0{,}04$$

$$[N_2C_4] = 0{,}04\ M$$

$$[NO_2] = 0{,}08\ M$$

$$\therefore Kc = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0{,}08)^2}{(0{,}04)} = 0{,}16$$

20. Para la reacción $A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons AB_{(g)}$, la constante de equilibrio es igual a 20 a 55 °C. ¿Cuál es el grado de conversión de A si se mezclan 3 moles de A con 2 moles de B en un recipiente de 1 litro?

Resolución:

Kc para el equilibrio siguiente es 20:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons AB_{(g)}$$

$$n: (3 - x) \qquad (2 - x) \qquad (x)$$

$$kc = \frac{[AB]}{[A][B]} = 20 = \frac{x}{(3 - x)(2 - x)}$$

Resolviendo: $x = 1{,}91$

El grado de conversión respecto al reactivo A es:

$$\alpha = \frac{x}{3} = \frac{1{,}91}{3} = 0{,}64$$

21. El equilibrio entre $SO_{2(g)}$, $O_{2(g)}$ y $SO_{3(g)}$ es importante en la producción de ácido sulfúrico cuando se introduce una muestra de 0,02 mol de SO_3 en un recipiente de 52 L a 900 K en el que se ha hecho el vacío, se encuentra que en el equilibrio hay presentes 0,0142 mol de SO_3. ¿Cuál es el valor del grado de reacción?

Resolución:

En el equilibrio siguiente:

$$2SO_{3(g)} \rightleftharpoons O_{2g} + 2SO_{2(g)}$$

$$[\ ]eq\ (0.02 - 2x) \qquad x \qquad 2x$$

Como en el equilibrio se tiene 0,0142 mol de SO_3

$$\therefore (0{,}02 - 2x) = 0{,}0142$$

$$2x = 5{,}8 \times 10^{-3}$$

$$x = 2{,}9 \times 10^{-3}$$

El grado de disociación (α) o reacción es:

$$\boxed{\alpha = \frac{2x}{Ci}}$$

Ci: concentración inicial del SO_3

$$\alpha = \frac{5{,}8 \times 10^{-3}}{0{,}02} = 0{,}29$$

22. Calcular el número de gramos de HI formados al mezclar 508 g de I_2 y 6 g de H_2 en un recipiente de 1 L y a una temperatura de 443 °C. El Kc a esta temperatura es 50.
$\overline{M}$ $(I_2) = 254$.

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

Resolución:

Hallando las moles iniciales de I_2 y H_2:

$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{\overline{M}} = \frac{6}{2} = 3 \qquad n_{I_2} = \frac{m_{I_2}}{\overline{M}} = \frac{508}{254} = 2$$

Analizando en la reacción: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

inicio:	3 mol	2 mol	—
avance:	x	x	—
equilibrio:	(3 – x)	(2 – x)	2x

Sea el Kc: $Kc = \dfrac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = 50$

$$\frac{(2x)^2}{(3-x)(2-x)} = 50 \Rightarrow 4x^2 = 50(6 - 5x + x^2)$$

$$\Rightarrow 0 = 300 - 250x + 46x^2$$

$$x = \frac{-(-200) \pm \sqrt{(-250)^2 - 4(46)(300)}}{2(46)}$$

$$x = \frac{250 \pm \sqrt{7300}}{92}$$

$$x = \frac{250 \pm 85{,}44}{92} \begin{cases} \boxed{x_1 = 88{,}157} \text{ (imposible)} \\ \boxed{x_2 = 1{,}788} \checkmark \end{cases}$$

Entonces: $n_{HI\ formado} = \dfrac{m_{HI}}{\overline{M}} = 2x$

$$\frac{m_{HI}}{128} = 2(1{,}788) \Rightarrow m_{HI} = 457{,}728 \text{ g}$$

23. Dos amigos que están preparándose para ingresar a la UNI, encuentran que para el sistema gaseoso en equilibrio:
$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$, Kp aumenta con un aumento de temperatura. Entonces, ellos concluyen que:

I. $Kp = \dfrac{2P_{HI}}{P_{H_2}P_{I_2}}$

II. La reacción es exotérmica
III. La reacción es endotérmica
IV. Kp es adimensional

es(son) correcta(s):

Resolución:

Analizando las proposiciones:

I. **Incorrecto**. El $Kp = \dfrac{(P_{HI})^2}{P_{H_2}P_{I_2}}$

II. Incorrecto. Del dato se sabe que la constante de equilibrio aumenta al aumentar la temperatura; esto se cumple para una reacción endotérmica.

III. **Correcto.**

IV. **Correcto**.

24. En un recipiente de 1 litro se mezclan 0,5 moles de N_2O_4 y 0,1 moles de NO_2, a una determinada temperatura, estableciéndose el siguiente equilibrio:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

Si la concentración final de NO_2 en el equilibrio es 0,3 M, ¿cuál(es) de la(s) siguiente(s) afirmación(es) es(son) correcta(s)?

I. El valor de la constante de equilibrio es 0,225
II. La concentración del N_2O_4 en el equilibrio es 0,4 M.
III. Reaccionan 0,4 moles de N_2O_4 inicial.

Resolución:

Según los datos, analizamos en la reacción:

	$N_2O_{4(g)}$	$\rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$
inicio:	0,5 mol	0,1 mol
avance:	x	—
equilibrio:	0,5 – x	$\underbrace{0{,}1 + 2x}_{0{,}3}$

$$\Rightarrow 0{,}1 + 2x = 0{,}3 \Rightarrow x = 0{,}1$$

$$\Rightarrow Kc = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0{,}3)^2}{(0{,}5 - 0{,}1)} = 0{,}225$$

De las afirmaciones: I. Correcto II. Correcto III. Falso

25. Cómo cambiaría la velocidad de la reacción $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$, si el volumen del recipiente en que se realiza la reacción disminuye hasta la tercera parte.

Resolución:

Para la reacción elemental:
$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$

Ley de velocidad:

$$\boxed{\overline{v}_{Rxn} = K[NO]^2[O_2]}$$

Datos iniciales:

$$\left.\begin{matrix}[NO] = x \\ [O_2] = y\end{matrix}\right\} \overline{v}_{Rxn} = K(x)^2(y)$$

Si el volumen del recipiente se reduce a la tercera parte, las concentraciones se triplican:

$$\left.\begin{matrix}[NO] = 3x \\ [O_2] = 3y\end{matrix}\right\} \begin{matrix}\overline{v}_{Rxn} = K(3x)^2(3y) \\ \overline{v}_{Rxn} = 27Kx^2y\end{matrix}$$

Se observa que la velocidad aumenta hasta 27 veces su valor.

26. Indique verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

I. El catalizador disminuye la entalpía de la reacción.
II. No todos los choques intermoleculares de los reactivos originan productos.
III. Las reacciones lentas tienen mayor energía de activación que las reacciones rápidas.

Resolución:

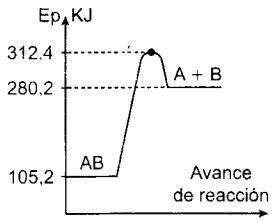
Respecto a las reacciones químicas:

I. **Falso**
Los catalizadores son sustancias químicas que modifican la energía de activación, pero no el calor de reacción, es decir: ΔH

II. **Verdadero**
La formación de productos implica la ruptura y formación de enlaces, esto se logra mediante los choques moleculares, pero solo de aquellas moléculas de energía y orientación adecuada.

III. **Verdadero**
La velocidad de las reacciones con valor de la energía de activación (EA); cumplen:
$\overline{V}_{Rxn}$ (IP) EA
A mayor "EA" la reacción es más lenta.
∴ FVV

27. De acuerdo a la siguiente gráfica, para la reacción
$AB \longrightarrow A + B$
E_p = energía potencial (kJ)



Indique la proposición incorrecta:

I. La entalpía de la reacción es
$\Delta H^{\circ}_{R} = 175$ kJ

II. La energía de activación de la reacción es
$E_a = 207,2$ kJ

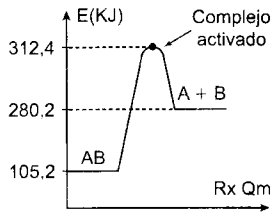
III. La entalpía de la reacción inversa es $\Delta H^{\circ}_{RI} = -175$ kJ

IV. En la reacción directa se liberan 175 kJ por 1 mol de AB.

V. La energía de activación de la reacción inversa es 32,2 kJ.

Resolución:

De acuerdo a la gráfica del proceso:
$AB \longrightarrow A + B$



I. **Correcto**
El calor de reacción (entalpía) es:
$\Delta H = H_{prod} - H_{react}$
$\Delta H = 280,2 - 105,2 = 175$ kJ

II. **Correcto**
La energía de activación (EA) es la energía absorbida desde los reactantes al punto del complejo activado:
$EA = 312,4 - 105,2 = 207,2$ kJ

III. **Correcto**
La reacción directa e inversa poseen igual calor de reacción pero de signo opuesto:
$\Delta H = -175$ kJ

IV. **Incorrecto**
Se observa que la reacción directa es endotérmica por lo que absorbe energía.

V. **Correcto**
El proceso inverso posee menor energía de activación (EA), ya que los reactantes son: A y B.
$EA = 312,4 - 280,2 = 32,2$ kJ
∴ Es incorrecto: D

28. A continuación se proponen datos cinéticos para la reacción:
$2HgCl_2 + C_2O_4^{-2} \longrightarrow 2Cl^- + 2CO_2 + Hg_2Cl_2$

Experimento	$[HgCl_2]M$	$[C_2O_4^{-2}]M$	Velocidad ($Mmin^{-1}$)
1	0,104	0,15	$1,8 \times 10^{-5}$
2	0,104	0.30	$7,2 \times 10^{-5}$
3	0,052	0.30	$3,6 \times 10^{-5}$

Determine la expresión de la ley de velocidad.

Resolución:

El proceso siguiente:

$2HgCl_2 + C_2O_4^{-2} \longrightarrow 2Cl^- + 2CO_2 + Hg_2Cl_2$

Posee los datos de velocidad de reacción:

Exp.	$[HgCl_2]$	$[C_2O_4^{-2}]$	$\overline{V}_{Rxn}$
1	0,104	0,15	$1,8 \times 10^{-5}$
2	0,104	0,30	$7,2 \times 10^{-5}$
3	0,052	0,30	$3,6 \times 10^{-5}$

Ley de velocidad:

$\overline{V}_{Rxn} = K\,[HgCl_2]^x\,[C_2O_4^{-2}]^y$

Exp. 1: $1,8 \times 10^{-5} = k(0,104)^x(0,15)^y$
Exp. 2: $7,2 \times 10^{-5} = K(0,104)^x(0,30)^y$
Exp. 3: $3,6 \times 10^{-5} = K(0,052)^x(0,30)^y$

Relacionamos las experiencias 1 y 2:

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^y \Rightarrow y = 2$$

Relacionamos las experiencias 2 y 3:

$$\frac{2}{1} = \left(\frac{2}{1}\right)^x \Rightarrow x = 1$$

$\therefore \overline{V}_{Rxn} = K[HgCl_2]\,[C_2O_4^{-2}]^2$

29. Sea la reacción:
$2O_{3(g)} \longrightarrow 3O_{2(g)}$
Si la velocidad de aparición del O_2 es $6,0 \times 10^{-5}$ M/s

en un instante en particular, ¿cuál es el valor de desaparición del O_3, a este mismo momento?

Resolución:

De acuerdo a la reacción:

$2O_3 \longrightarrow 3O_2$

Relación estequiométrica:

$$\frac{\bar{v}_{O_3}}{2} = \frac{\bar{v}_{O_2}}{3}$$

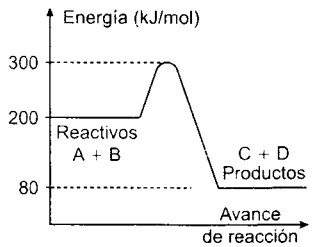
Como la velocidad de aparición del O_2 es 6×10^{-5} M/s

$$\frac{\bar{v}_{O_3}}{2} = \frac{6 \times 10^{-5}}{3}$$

$\therefore \bar{v}_{O_3} = 4 \times 10^{-5}$ M/s

30. ¿Cuál proposición es incorrecta, de acuerdo al gráfico siguiente?

Para la reacción: $A + B \longrightarrow C + D$



I. La energía de activación de la reacción directa es 100 kJ/mol.

II. La reacción directa es exotérmica.

III. La energía de activación de la reacción inversa es 220 kJ/mol.

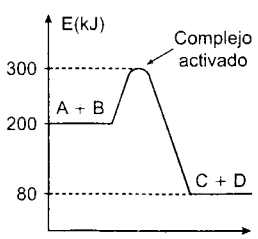
IV. El cambio de entalpia para la reacción inversa es −120 kJ/mol.

V. El estado de transición de la reacción directa es igual a la reacción inversa.

Resolución:

La reacción siguiente posee por gráfica:

$A + B \longrightarrow C + D$



I. **Correcto**

La energía de activación (EA) del proceso es:

$EA = \underbrace{300}_{\text{(Complejo)}} - \underbrace{200}_{\text{(React)}} = 100$ kJ

II. **Correcto**

Se observa del gráfico:

$H_{react} > H_{prod}$

$\therefore$ El proceso es exotérmico.

III. **Correcto**

El proceso inverso posee:

$EA = \underbrace{300}_{\text{(complejo)}} - \underbrace{80}_{\text{(react)}} = 220$ kJ/mol

IV. **Incorrecto**

La reacción inversa es endotérmico, por lo que:

$\Delta H > 0$ (positivo)

V. **Correcto**

Los procesos directo e inverso poseen el mismo complejo activado (Estado de transición)

$\therefore$ Es incorrecto IV

31. Indique qué proposición es verdadera (V) o falsa (F), según corresponda:

I. En una reacción química, si es la concentración el parámetro medible, la velocidad de una reacción es proporcional a esta.

II. Si en una reacción química la velocidad de reacción está expresada por: $r = k[A]^2[B]$, entonces el orden de la reacción global es 3.

III. La presencia de un catalizador positivo aumenta la velocidad de un proceso determinado, disminuyendo el tiempo en la formación de los productos.

Resolución:

I. **Verdadero**

De acuerdo a la ley de acción de masas, la velocidad de reacción es proporcional a la concentración de los reactantes.

II. **Verdadero**

De acuerdo a la ley de velocidad:

$\bar{v}_{Rxn} = K[A]^2[B]$

El orden total de la reacción es:

$n = 2 + 1 = 3$

III. **Verdadero**

Los catalizadores positivos disminuyen la energía de activación acelerando la reacción, esto disminuye el tiempo de formación de los productos.

$\therefore$ VVV

32. Se midió la velocidad inicial de una reacción $A + B \longrightarrow C$ para varias concentraciones iniciales distintas de A y B con los resultados que se indican a continuación:

Número de experimentos	[A]M	[B]M	Velocidad inicial (M/s)
1	0,100	0,100	$4,0 \times 10^{-5}$
2	0,100	0,200	$4,0 \times 10^{-5}$
3	0,200	0,100	$16,0 \times 10^{-5}$

Usando estos datos calcule la velocidad de la reacción cuando:

[A] = 0,05 M; [B] = 0,100 M

Resolución:

Datos de velocidad de reacción:

Experien.	[A]	[B]	v_{Rxn}
1	0,100	0,100	$4,0 \times 10^{-5}$
2	0,100	0,200	$4,0 \times 10^{-5}$
3	0,200	0,100	$16,0 \times 10^{-5}$

$A + B \longrightarrow C$

Ley de velocidad:

$\overline{V}_{Rxn} = K[A]^x[B]^y$

- Exp: 1 : $4,0 \times 10^{-5} = K(0,100)^x(0,100)^y$
- Exp: 2 : $4,0 \times 10^{-5} = K(0,100)^x(0,200)^y$
- Exp: 3: $16,0 \times 10^{-5} = K(0,200)^x(0,100)^y$

Relacionamos las experiencias 1 y 2:

$1 = \left(\frac{1}{2}\right)^y \Rightarrow y = 0$

Relacionamos las experiencias 1 y 3:

$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^x \Rightarrow x = 2$

$\therefore \overline{v}_{Rxn} = K[A]^2[B]^0$

Nos piden hallar la $\overline{V}_{Rxn}$ para:

[A] = 0,05M

[B] = 0,100M

$\therefore \overline{V}_{Rxn} = K(0,05)^2$

Para hallar K reemplazamos los datos de la experiencia 1

$4 \times 10^{-5} = K(0,100)^2$

$K = 4 \times 10^{-3}$

$\Rightarrow \overline{v}_{Rxn} = 4 \times 10^{-3}(0,05)^2$

$\therefore \overline{v}_{Rxn} = 1 \times 10^{-5}$ M/s

33. La siguiente reacción se lleva a cabo en un recipiente de volumen V fijo, a una temperatura T. La mezcla está en equilibrio.

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightleftharpoons 6H_2O_{(g)} + 4NO_{(g)}$$

Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Cuando se introduce a la temperatura T un poco más de gas NO; el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

II. Luego de haber introducido $NO_{(g)}$ en la nueva situación de equilibrio, las concentraciones de $NH_{3(g)}$ y $O_{2(g)}$ no cambiarán.

III. Luego de haber introducido $NO_{(g)}$ en la nueva situación de equilibrio, la concentración de $H_2O_{(g)}$ no cambiará.

Resolución:

Respecto al equilibrio:

$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightleftharpoons 6H_2O_{(g)} + 4NO_{(g)}$

I. **Verdadero**
Si se agregan cantidades adicionales de NO, el equilibrio se desplaza:

$\longleftarrow$ conjunto dei NO

II. **Verdadero**
El efecto anterior provoca el incremento de los reactantes: NH_3 y O_2

III. **Falso**
El consumo del exceso del NO va acompañado del consumo del H_2O.

$\therefore$ VVF

34. Respecto a la constante del equilibrio de una reacción indique la proposición verdadera (V) o falsa (F) según corresponda.

I. La constante K_c se expresa usando las concentraciones en el equilibrio.

II. Para reacciones reversibles heterogéneas, la constante de equilibrio K_p puede expresarse en función de las presiones parciales de reactantes y productos en fase gaseosa.

III. Si $K_c > 1$, significa que el equilibrio se establece cuando la mayoría de reactivos se transforma en productos.

Resolución:

I. **Verdadero**
Las expresiones de constante de equilibrio (Kc y Kp) expresan cantidades (molaridades y presiones) una vez alcanzado el equilibrio.

II. **Verdadero**
Para equilibrios heterogéneos, las constantes Kc y Kp solo expresan a los gases, sustancias disueltas, pero no a sólidos o líquidos puros, en el caso de Kp, solo gases.

III. **Verdadero**
Se cumple:
Kc > 1 ($\longrightarrow$) se formó gran cantidad de productos.

$\therefore$ VVV

35. En un recipiente de 2 litros de capacidad a 25 °C contiene en equilibrio 0,8 moles de CO; 0,5 moles de Cl_2 y 1,2 moles de $COCl_2$ según:

$CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$

¿Cuál será su Kc?

Resolución:

$CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$

Para calcular la Kc necesitamos sus concentraciones:

$$Kc = \frac{\left[\frac{1,2}{2}\right]}{\left[\frac{0,98}{2}\right]\left[\frac{0,5}{2}\right]} = 6 \text{ M}$$

36. Para la reacción $A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons AB_{(g)}$, la constante de equilibrio es igual a 20 a 55°C. ¿Cuál es el grado de conversión de A si se mezclan 3 moles de A con 2 moles de B en un recipiente de 1 litro?

Resolución:

Kc para el equilibrio siguiente es 20:

$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons AB_{(g)}$

n : $(3 - x)$ $(2 - x)$ (x)

$$Kc = \frac{[AB]}{[A][B]} = 20 = \frac{x}{(3-x)(2-x)}$$

Resolviendo: $x = 1,91$

$\therefore$ Grado de conversión respecto al reactivo A:

$$\alpha = \frac{x}{3} = \frac{1,91}{3} = 0,64$$

37. De acuerdo a la teoría de Arrhenius, indique cuál o cuáles de ellas serán ácidos o bases: HBr; $MgCO_3$; KOH; H_2SO_4

Resolución:

De acuerdo a la teoría de ácidos y bases de Arrhenius:

Ácido:

Sustancia que en solución acuosa produce iones H^+.

Base:

Sustancia que en solución acuosa produce iones OH^-.

Para las especies del problema:

$$HBr_{(ac)} \longrightarrow H^+_{(ac)} + Br^-_{(ac)}$$

$$H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow 2H^+_{(ac)} + SO^{2-}_{4(ac)}$$

$$KOH_{(ac)} \longrightarrow OH^-_{(ac)} + K^+_{(ac)}$$

$$MgCO3_{(ac)} \longrightarrow Mg^{+2}_{(ac)} + CO^{2-}_{3(ac)}$$

Por lo tanto, se consideran dentro de esta teoría: HBr; H_2SO_4 y KOH

38. El trifloruro de fósforo gaseoso y el cloro gaseoso reaccionan según:

$PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)}$

Un recipiente se llena con una mezcla de $PCl_{5(g)}$ y $Cl_{2(g)}$; se deja en reposo a 450 K para que llegue al equilibrio y se encontró que las presiones parciales en el equilibrio son:

$P_{P(PCl_3)} = 0,124$ atm; $P_{P(Cl_2)} = 0,157$ atm y $P_{P(PCl_5)} = 1,30$ atm

Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

I. El valor de Kp para esta reacción a 450 K es igual a 67.87.

II. Para esta reacción Kp = Kc

III. Si se modifica la temperatura los valores de las concentraciones en el equilibrio varían.

Resolución:

Las presiones parciales de los gases en el equilibrio siguiente son:

$$PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)}$$

P(atm): 0,124 0,157 1,30

I. Falso

Kp para el proceso es:

$$Kp = \frac{P_{PCl_5}}{P_{PCl_3}P_{Cl_2}} = \frac{1,30}{0,124 \times 0,157}$$

$Kp = 67,78$

II. **Falso**

Se observa de la ecuación de equilibrio: $\Delta n = -1$

$Kp = Kc(RT)^{-1} \Rightarrow Kp \neq Kc$

III. **Verdadero**

Al modificar la temperatura se aceleran las concentraciones y Kc, Kp.

$\therefore$ FFV

39. Indique verdadero (V) o falso (F) con relación al equilibrio químico:

I. Es estable.

II. Se establece en forma espontánea.

III. Es independiente de la presión y temperatura.

Resolución:

Respecto al equilibrio químico:

I. **Verdadero**

Al desarrollarse en forma espontánea, su tendencia es alcanzar un sistema estable.

II. **Verdadero**

No requiere de un agente externo para alcanzar esta condición, lo logra en un tiempo finito.

III. **Falso**

Este estado se alcanza a una temperatura definida y constante, su modificación altera el sistema.

$\therefore$ VVF

40. Uno de los pasos claves en la extracción de hierro de un mineral es la reducción del óxido ferroso:

$FeO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$

$Kp = 0,403$ a 1000 °C

¿Cuáles son las presiones parciales en el equilibrio de $CO_{(g)}$ y $CO_{2(g)}$ cuando reaccionan $CO_{(g)}$ y un exceso de $FeO_{(s)}$ en un reactor sellado a 1000 °C con una presión de 760 mmHg?

Resolución:

Para el equilibrio heterogéneo; Kp = 0,403:

$$FeO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$$

P: (1 − P) P

760 mmHg (1atm)

$$Kp = \frac{PCO_2}{PCO}$$

$$0,403 = \frac{P}{(1-P)} \Rightarrow P = 0,287 \text{ atm}$$

Luego: presiones parciales:

$PCO = (1 - p) = 0,713$ atm

$PCO_2 = P = 0,287$ atm

41. Se tiene una mezcla en equilibrio que contiene 0,1 mol/L de N_2; 0,3 mol/L de hidrógeno y 0,9 mol/L de NH_3. Si la temperatura es 220 °C, halle Kp.

$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$

Resolución:

A 220 °C (493 K) se tienen las concentraciones en equilibrio del proceso:

$$\underbrace{3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}}_{\Delta n = -2}$$

$[H_2] = 0,3$ M
$[N_2] = 0,1$ M
$[NH_3] = 0,9$ M

$$Kc = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3[N_2]} = \frac{(0,9)^2}{(0,3)^3(0,1)}$$

$\Rightarrow Kc = 300$

Como
$Kp = Kc\,(RT)^{\Delta n}$
$Kp = 300(0,082 \times 493)^{-2}$
$\therefore Kp = 0,183$

42. El calor necesario para la descomposición térmica del $CaCO_{3(s)}$ es de 42,5 kcal por mol de $CaCO_3$.

$CaCO_{3(s)} + \text{calor} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

Prediga el efecto que tendría sobre esta reacción, cuando alcance el equilibrio.

I. Un aumento de la temperatura.
II. Un aumento de la presión.

Resolución:

En el equilibrio endotérmico heterogéneo:

$CaCO_{3(s)} + \text{calor} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2c}$;

Los efectos:

I. El aumento de la temperatura favorece el sentido de absorción de calor, la reacción se desplaza hacia la derecha.
II. El aumento de la presión solo afecta a los gases (CO_2), por lo que este se consume, la reacción se desplaza a la izquierda.

43. A 500 K la constante de equilibrio Kp para la reacción:

$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$

tiene el valor de 0,497. En una mezcla en equilibrio a 500 K, la presión parcial de PCl_5 es 0,86 atm y la del PCl_3 es 0,35 atm. ¿Cuál es la presión parcial Cl_2 (en atm) en la mezcla en equilibrio?

Resolución:

Kp=0,497; para el equilibrio gaseoso siguiente:

$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$

0,86 atm — 0,35 atm — PCl_2

$$Kp = \frac{P_{PCL_3}P_{CL_2}}{P_{PCL_5}} \Rightarrow 0,497 = \frac{(0,35)PCl_2}{(0,86)}$$

$\therefore PCl_2 = 1,22$ atm

44. Cuando el yoduro de hidrógeno gaseoso incoloro se calienta a 745 K aparece un hermoso color púrpura, que indica la formación de algo de yodo gaseoso por la descomposición parcial del compuesto en sus elementos:

$2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$; Kc = 0,02 (a 745 K)

Suponga que 0,1 mol de $HI_{(g)}$ y 0,1 mol de $H_{2(g)}$ se introducen en un matraz de 10 L y se sella, luego se calienta a 745 K. ¿Qué concentración (M) tendrá el yodo formado, así como también, qué valor tendrá Kp a la referida temperatura?

Resolución:

En un recipiente de 10 L a 745 K, el equilibrio siguiente, Kc = 0,02

$2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$
n: $(0,1 - 2x)$ $(0,1 + x)$ (x)

$$Kc = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2}$$

$$0,02 = \frac{(0,1 + x)(x)}{(0,1 - 2x)^2} \Rightarrow x = 0,0183$$

Luego: $[I_2] = \frac{0,0183}{10} = 0,00183$ M

Además: $\Delta n = 0$
$\therefore Kp = Kc = 0,02$

45. En un recipiente de 4 litros y a la temperatura de 1800 °C, el CO_2 se encuentra disociado en 2,2% según la reacción:

$2CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2(g)}$

Sabiendo que inicialmente se colocaron 8 moles de CO_2, se pide calcular Kp y la presión total (atm) alcanzada en el equilibrio respectivamente.

Resolución:

En un recipiente de 4 L, se tiene 8 moles de CO_2, el cual se disocia en 2,2%:

CO_2 disociado:

$$8 \text{ moles}\left(\frac{2,2}{100}\right) = 0,176 \text{ moles}$$

De acuerdo al equilibrio:

$2CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2(g)}$
n: $(8 - 0,176)$ $0,176$ $0,088$

$$[CO_2] = \frac{7,824}{4} = 1,956$$

$$[CO] = \frac{0,176}{4} = 0,044$$

$$[O_2] = \frac{0,088}{4} = 0,022$$

$$Kc = \frac{[CO]^2[O_2]}{[CO_2]^2} = \frac{(0,044)^2(0,022)}{(1,956)^2} = 1,11 \times 10^{-5}$$

Como: $\Delta n = 1$; T = 1800 °C = 2073 K
$Kp = Kc(RT)^{\Delta n}$
$Kp = 1,11 \times 10^{-5}\,(0,082 \times 2073)^1$
$Kp = 1,88 \times 10^{-3}$

Además, las moles totales en equilibrio son:
$n_T = (8 - 0,176) + 0,176 + 0,088$
$n_T = 8,088$

$$\therefore P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{8,088 \times 0,082 \times 2073}{4}$$

$P_T = 343,71$ atm

46. Indique qué proposición(es) es(son) correcta(s):

I. En el equilibrio siempre se cumple: Kc = Kp

II. Para el proceso: $2NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$
La ley de velocidad es: $r = K[N_2][H_2]^3[HN_3]^2$

III. En toda reacción en equilibrio se cumple que la velocidad del proceso directo es igual a la velocidad del proceso inverso.

Resolución:

I. **Incorrecto**
Las constantes de equilibrio Kc y Kp se relacionan:
$Kp = Kc(RT)^{\Delta n}$
Solo cuando $\Delta n = 0$, se cumple: Kc = Kp.

II. **Incorrecto**
Para la reacción reversible:
$2NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$
sus expresiones de $\overline{V}_{Rxn}$ son:
Directa: $\overline{V}_{Rxn} = K_1[NH_3]^2$
Inversa: $\overline{V}_{Rxn} = K_2[N_2][H_2]^3$

III. **Correcto**
El equilibrio químico se alcanza cuando:
$\overline{V}$directa = $\overline{V}$inversa

∴ Es correcto solo III.

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

Se tienen las siguientes conjugadas y valores de Ka correspondientes:

		Ka
HA	A	$1,0 \times 10^{-6}$
H_2B	HB	$1,0 \times 10^{-5}$
H_3E	H_2E	$1,0 \times 10^{-4}$

Al respecto, ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. H_2E^- es una base más débil que A
II. H_2B es un ácido más fuerte que HA
III. Concentraciones molares iguales de HA y H_3E, producirán valores de pH idénticos.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

Resolución:

Considerando:
A mayor Ka ⇒ mayor fuerza de acidez
Orden de acidez: $H_3E > H_2B > HA$
Respecto a las bases conjugadas:
$H_2E^- < HB^- < A^-$
I. (V)
II. (V)
III. (F)
pH depende de la constante de ionización (Ka)

Clave: D

PROBLEMA 2 (UNI 2011 - II)

Para la siguiente ecuación química en equilibrio:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)} - \text{calor}$$

Indique la alternativa que favorecerá la formación de $SO_{3(g)}$.

A) Aumentar la temperatura
B) Aumentar la presión
C) Añadir un catalizador
D) Aumentar el volumen
E) Retirar parte del $O_{2(g)}$

Resolución:

En el sistema en equilibrio:

$$\underbrace{2SO_2 + 1O_{2(g)}}_{\text{3 mol gaseosas}} \rightleftharpoons \underbrace{2SO_{3(g)}}_{\text{2 mol gaseosas}} + \text{calor}$$

Por el principio de Le Chatelier al incrementar la presión, el sistema se desplaza hacia donde hay menor número de moles gaseosas.
∴ ↑P favorece la formación del $SO_{3(g)}$

Clave: B

PROBLEMA 3 (UNI 2012 - I)

Para la siguiente reacción en equilibrio:

$$NO_{2(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + 1/2O_{2(g)}$$

Señale la alternativa correcta.

A) $Kp = Kc/\sqrt{RT}$ B) $Kp = Kc(RT)^{3/2}$
C) $Kp = Kc/\sqrt{(RT)^3}$ D) $Kp = Kc\sqrt{RT}$
E) $Kp = Kc/RT$

Resolución:

De la reacción:

$$NO_{2(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$$

De la relación $Kp = Kc(RT)^{\Delta n}$
$\Delta n = n_{productos} - n_{reactantes}$

$$\Delta n = (1 + 1/2) - 1 \Rightarrow \Delta n = \frac{1}{2}$$

Reemplazando: $Kp = Kc(RT)^{\frac{1}{2}}$
∴ $Kp = Kc\sqrt{RT}$

Clave: D

PROBLEMA 4 (UNI 2012 - II)

Para la reacción en equilibrio:

$$NH_4Cl_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$$

¿En cuáles de los siguientes casos el equilibrio químico es desplazado hacia la derecha?

I. Si disminuye la presión parcial del $NH_{3(g)}$.
II. Agregando $NH_4Cl_{(s)}$ al sistema.
III. Si se agrega una catalizador.

A) Solo I B) Solo II C) I y III
D) I y II E) I, II y III

Resolución:

En el equilibrio químico:

$$NH_4Cl_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$$

I. (V) Al disminuir la presión parcial de un producto, el equilibrio químico restablece dichos productos desplazando el equilibrio hacia la derecha.

II. (F) Agregando un sólido: ($NH_4Cl_{(s)}$) al sistema en equilibrio, no se modifica la producción de $NH_{3(g)}$ y $HCl_{(g)}$, es decir, no hay desplazamiento del equilibrio.

III. (F) Los catalizadores no afectan la condición de equilibrio, modifican la velocidad del proceso.

Clave: A

PROBLEMA 5 (UNI 2013 - II)

En relación al sistema en equilibrio:

$$2PbS_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2PbO_{(s)} + 2SO_{2(g)}$$

¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. No es afectado por variaciones de presión.

II. La adición de un catalizador alterará el equilibrio.

III. A la misma temperatura, el Kp es más pequeño que el Kc.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

Resolución:

Sea el equilibrio heterogéneo:

$$2PbS_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2PbO_{(s)} + 2SO_{2(g)}$$

I. **Falso**
Dado que la variación de numero de moles gaseosas es diferente de cero ($\Delta n \neq 0$). los cambios de presión provocan desplazamiento del equilibrio.

II. **Falso**
La adición de un catalizador no altera la posición del equilibrio, solo permite que el mismo sea alcanzado más rápidamente.

III. **Verdadero**
Para la reacción $\Delta n = 2 - 3 = -1$

$Kp = Kc\,(RT)^{-1} = \dfrac{Kc}{RT}$; se deduce $Kp < Kc$

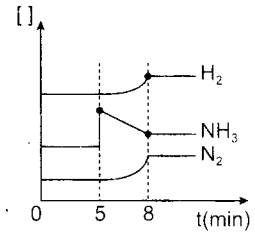
Es(son) correcta(s): Solo III

Clave: C

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Del siguiente gráfico, concentración [ ] va tiempo no es correcto en:

$$2NH_{3(g)} \rightleftharpoons 1N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$$



A) Hasta los 5 minutos la reacción está en equilibrio.
B) A los 5 minutos aumenta la concentración de NH_3.
C) De 5 a 8 minutos existe equilibrio químico.
D) Luego de 8 minutos las propiedades físicas son constantes.
E) El equilibrio químico sufrió perturbación con el incremento de concentración del reactante.

2. Determinar el valor de la Keq para la reacción

$$2S + 3O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$$

si: $2SO_3 \rightleftharpoons 2SO_2 + O_2 \ldots K_1 = 10$

$S + O_2 \rightleftharpoons SO_2 \ldots K_2 = 2$

A) 0,2 B) 1/2 C) 1/2
D) 0,4 E) 0,7

3. El fosgeno $COCl_2$ se descompone a temperatura alta en CO y Cl_2. En una experiencia se inyecta 297 g de $COCl_2$ en un recipiente de 50 L a 1000 K. Cuando se establece el equilibrio, se observa que la presión total es 8,2 atm. Calcular el valor de Kc para la reacción.

$$COCl_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

A) 0,1 B) 1,1 C) 2,5
D) 2,8 E) 0,08

4. En el equilibrio se tiene que 400 mL de cloroformo contiene 0,28 mol de N_2O_4 y $6,72 \times 10^{20}$ moléculas de NO_2 a 7 °C. Determinar Kc para la reacción.

$$1N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

A) $1,08 \times 10^{-4}$ mol/L B) $5,6 \times 10^{-5}$ mol/L
C) $1,12 \times 10^{-5}$ mol/L D) $11,2 \times 10^{-5}$ mol/L
E) $0,12 \times 10^{-5}$ mol/L

5. Si se calientan 2 mol de PCl_5 a 250 °C y se deja que alcance el equilibrio a la presión atmosférica, si se encuentra que la disociación es del 50%. Si iniciamos a partir de un mol de PCl_5 de tal manera que la mezcla en el equilibrio ocupe finalmente la mitad de su volumen inicial a temperatura constante, ¿cuál será el porcentaje de disociación con el nuevo dato?

La reacción es: $PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$

A) 85% B) 70% C) 50%
D) 65% E) 79%

6. En un recipiente de 10 L se inyecta inicialmente 2 atm de N_2O_4 y 0,5 atm de NO_2

$$N_2O_{4(ac)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}, \quad Kp = 6,25 \text{ atm}$$

Si después de establecido el equilibrio se comprime hasta 5 L, hallar las presiones parciales (en atm) en el equilibrio final.

A) 0,52 - 3,96 B) 1,52 - 4,96 C) 2,52 - 3,96
D) 2,52 - 4,96 E) 0,63 - 1,32

7. Si a 200 °C, el grado de disociación del $PCl_{5(g)}$ es de 0,485 a 1 atm de presión total en equilibrio, hallar el grado de disociación a 0,1 atm.

A) 0,35 B) 0,85 C) 0,55
D) 0,65 E) 0,75

8. A 100 °C y 1 atm de N_2O_4 se halla disociado en un 80% en NO_2. Determinar la densidad de la mezcla gaseosa resultante de la disociación.

A) 2 g/L B) 1,67 g/L C) 1,5 g/L
D) 3 g/L E) 1,2 g/L

9. Dada la siguiente reacción reversible en fase gaseosa

$$CH_{4(g)} + 2H_2S_{(g)} \rightleftharpoons Cs_{2(g)} + 4H_{2(g)}$$

señalar la aseveración incorrecta, respecto a la variación necesaria para mejorar el rendimiento de la reacción.

A) Disminuir la presión.
B) Aumentar el volumen total del recipiente.
C) Incrementar la cantidad de $H_2S_{(g)}$.
D) Extraer $H_{2(g)}$ para ser usado como combustible.
E) Añadir disulfuro de carbono gaseoso.

10. Respecto al siguiente sistema en equilibrio, según el principio de Le Chatelier, indicar las afirmaciones verdaderas.

$$2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \qquad \Delta H = +75 \text{ kJ}$$

I. Al adicionar $Cl_{2(g)}$, la concentración del NO disminuye.
II. Al calentar, el porcentaje de disociación del $NOCl_{(g)}$ disminuye.
III. Al disminuir el volumen del reactor, el sistema se desplaza hacia la derecha.
IV. Al adicionar catalizador las concentraciones de NO y Cl_2 aumentan.
V. Si se disminuye la concentración de NOCl, el Kc y Kp disminuyen.

A) Solo II B) I, II y III C) Solo I
D) Solo III E) III, IV y V

11. A 1000 °C y a 5 atm de presión el vapor de H_2O se encuentra disociado en un 0,02%, según la ecuación H_2O se encuentra disociado en un 0,02% según la ecuación $H_2O_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + O_{2(g)}$. ¿Cuál es el valor aproximado de Kp?

A) 10^{-5} B) 10^{-8} C) 4×10^{-5}
D) 2×10^{-11} E) 2×10^{-7}

12. En la reacción en equilibrio a 600 °C

$$C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$$

si la fracción molar del CO_2 en el equilibrio es 0,25 y la presión total es 1 atm, ¿cuál es el valor de Kp?

A) 0,76 B) 1,28 C) 4,92
D) 2,25 E) 5,76

13. En un recipiente de 2 L se coloca una mezcla de volúmenes iguales de NO_2 y O_2 a 27 °C y 1 atm, la mezcla se calienta a 327 °C produciéndose la reacción: $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$
Si en el equilibrio se encuentra 0,003 mol de NO, ¿cuál será la presión total de la mezcla en atmósfera?

A) 1,5 atm B) 2,0 atm C) 1,9 atm
D) 2,5 atm E) 1,03 atm

14. En un matraz de 1 L se introduce 0,1 moles de PCl_5 y se calienta a 250 °C. Si el grado de disociación es 0,84, calcular Kp para el equilibrio, según:
$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_2 + Cl_2$

A) 2,85 B) 1,85 C) 14,74
D) 13.5 E) 18,91

15. Para el sistema en equilibrio:
$NH_4HS_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$, a 25 °C, la presión de equilibrio es 0,5 atm, cuál es la fracción molar de $NH_{3(g)}$ en equilibrio.

A) 0,8 B) 0,7 C) 0,4
D) 0,5 E) 0,75

16. Para la siguiente reacción

$$H_2SO_{3(ac.)} + S_{(s)} \rightleftharpoons H_2S_2O_{3(ac.)}$$

indicar la alternativa correcta.

A) Es una reacción homogénea.
B) La unidad de Kc es mol/L.
C) Es una reacción elemental.
D) La expresión $Kp = \dfrac{P_{H_2S_2O_2}}{P_{H_2SO_3}}$
E) La velocidad de la reacción directa es diferente a la velocidad inversa.

17. Cuando una mezcla gaseosa de 1 mol de N_2 y 0,25 moles de O_2, se le permite que alcance el equilibrio de 3000 °C, se forman 0,125 mol de NO. Calcular Kc y las moles totales sin reaccionar cuando se mezclan cantidades iguales de N_2 y O_2 a la misma temperatura.

A) $1,2 \times 10^{-3}$; 0,15 mol
B) $8,9 \times 10^{-2}$; 0,13 mol
C) $1,3 \times 10^{-2}$; 0,2 mol
D) $1,4 \times 10^{-3}$; 0,5 mol
E) 2×10^{-4}; 0, 13 mol

18. Para el sistema en equilibrio, indicar qué proposiciones son correctas: $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$; Kc = 1

I. Si se aumenta la presión, el sistema se desplaza a la izquierda.
II. Si se adiciona NO_2, el valor de Kc aumenta.
III. Si partimos de 3 moles de N_2O_4 en el equilibrio habrá 1,5 moles de NO_2.

A) I y II B) I y III C) I, II y III
D) Solo II E) Solo III

19. El carbamato de amonio se disocia al calentarse produciendo NH_3 y CO_2,

$$NH_4CO_2NH_{2(s)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + CO_{2(g)}$$

si se coloca suficiente cantidad de carbamato de amonio sólido en un recipiente cerrado y se permite que alcance el equilibrio a 35 °C, se encuentra que la presión total es de 0,8 atmósferas. ¿Cuál es el valor de Kp a 35 °C?

A) 0,035 B) 0,088 C) 0,075
D) 0,053 E) 0,026

20. Señalar el número de aseveraciones verdaderas y falsas, respectivamente.

I. La molecularidad y el orden de una reacción es igual.
II. En la siguiente reacción el orden es 3 (3.er orden) $2AB + C \longrightarrow 3X + Y$
III. En la siguiente reacción el orden es 4 (4.° orden) $3H_2 + 1N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$
IV. En la siguiente reacción en una sola etapa el orden es 1 (1.er orden) $A + B \longrightarrow C$
V. En la siguiente reacción catalítica en 100% el orden es 0 (orden cero). $2NH_3 \xrightarrow{W} 3H_2 + N_2$

A) 2;3 B) 1;4 C) 3;2
D) 0;5 E) 5;0

21. ¿Cuántas proposiciones son correctas?

I. La velocidad de reacción, respecto a un producto, es la misma en cualquier intervalo de tiempo.
II. Si con 10 g de catalizador positivo, la velocidad de reacción es 30 $\dfrac{mol/L}{min}$, entonces con 300 g de dicho catalizador, la velocidad será 900 $\dfrac{mol/L}{min}$
III. Al incrementar la velocidad de reacción aumenta la frecuencia de choques en el sistema.
IV. Solo con la variación de concentración una reacción variará la Keq de sistema.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

22. El ozono de la atmósfera protege a la Tierra de la radiación ultravioleta que podría ser peligrosa, absorbiéndola y emitiendo de nuevo la energía con una longitud de onda diferente. Este ozono viene disminuyendo a medida que aumenta el uso de aerosoles y también por la acción del NO, producido por la emisión de gases de los aviones; según:

$NO + O_3 \longrightarrow NO_2 + O_2$; $NO_2 \longrightarrow NO + O_2$

en este esquema el NO es:

A) un producto de la reacción total.
B) un inhibidor.
C) un reactivo de la reacción total.
D) un catalizador positivo.
E) un reactante inerte.

23. Al reducir el volumen de un recipiente tres veces, para $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$, entonces la velocidad:

A) disminuye 9 veces.
B) aumenta 9 veces.
C) aumenta 27 veces.
D) disminuye 27 veces.
E) no cambia.

24. Completar los espacios con la información que se da a continuación. Considere la reacción química de los compuestos A y B que tienen primer orden para A y segundo orden para B. Hallar v_2 y v_3 respectivamente.

Experiemento	Velocidad (m/s)	[A]	[B]
1	0,25	1,0 M	0,20 M
2	v_2	2,0 M	0,20 M
3	v_3	2,0 M	0,40 M

A) 0,5 M/s; 0,5 M/s B) 2 M/s; 0,5 M/s
C) 0,50 M/s; 2,0 M/s D) 1 M/s; 0,5 M/s
E) 2 M/s; 0,5 M/s

25. En la reacción $A + B \rightarrow C$
se tiene los siguientes datos experimentales

Experiemento	[A] inicial	[B] inicial	Velocidad inicial de formación de C
1	0,10 M	0,10 M	$2,0 \times 10^{-4}$ M/s
2	0,20 M	0,10 M	$8,0 \times 10^{-4}$ M/s
3	0,40 M	0,20 M	$2,56 \times 10^{-2}$ M/s

Escribir la ley de velocidad.

A) $v = K[A]^2[B]^3$ B) $v = K[A]^3[B]^2$
C) $v = K[A][B]$ D) $v = K[A]^2[B]$
E) $v = K[A][B]^2$

26. El compuesto A se descompone para formar B y C en una reacción de primer orden con respecto a A y de primer orden general. A 25 °C la constante de velocidad específica para la reacción es de 0,090 s^{-1}. ¿Cuál es la vida media de A a 25 °C?

$A \longrightarrow B + C$

A) 30,8 s B) 15,4 s C) 7,7 s
D) 12,2 s E) 5,6 s

27. En el sistema $CO + Cl_2 \longrightarrow COCl_2$, la concentración del CO aumentó desde 0,03 hasta 0,12 mol/L y la del cloro, desde 0,02 hasta 0,06 mol/L. ¿Cuántas veces aumentó la velocidad de la reacción directa?

A) 4 B) 6 C) 8
D) 10 E) 12

28. De los datos de velocidad iniciales y concentraciones iniciales, halle la expresión de velocidad de reacción e indique el orden de la reacción:
$3A + 2B \longrightarrow 2C + D$

$v_i\left(\frac{M}{min}\right)$	[A],M	[B],M
6×10^{-3}	10^{-2}	10^{-2}
$1,44 \times 10^{-}$	$2 \times 10^{-}$	3×10^{-2}
$1,2 \times 10^{-2}$	10^{-}	2×10^{-2}

A) $K[A][B]$; 2 B) $K[A]^2[B]$; 4 C) $K[A][B]^2$; 3
D) $K[A]^2[B]$; 3 E) $K[A]$; 1

29. Indicar lo que no corresponde.

I. La máxima energía necesaria para iniciar una reacción se llama energía de activación.
II. La velocidad de una reacción es directamente proporcional a la concentración, afectada por su coeficiente estequiométrico en general.
III. De acuerdo con Arrhenius, la disposición espacial de las moléculas afecta la velocidad de las reacciones.

A) I B) II C) III
D) I y II E) II y III

30. Para la siguiente reacción:

$A + 2B \longrightarrow C + D$

El mecanismo de la reacción es:
$A + B \longrightarrow AB$ (lenta)
$AB + B \longrightarrow C + D$ (rápida)
¿Cuál es la ley de la velocidad para la reacción?

A) $v = K[AB][B]$ B) $v = K[A][B]^2$
C) $v = K[A][B]$ D) $v = K$
E) Se necesita conocer la tercera etapa de la reacción.

31. Si "v" es la velocidad de una reacción química y K es la constante de velocidad de esta reacción elemental, ¿cuál es la expresión para la velocidad de la siguiente reacción?

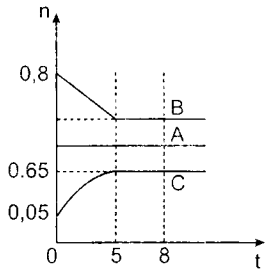
$\alpha x + \beta y \longrightarrow \gamma z + \theta w$

A) $\bar{v} = K[x][y]$ B) $\bar{v} = K[x]^n[y]^n$

C) $\bar{v} = \frac{[z]^n[w]^n}{[x]^n[y]^n}$ D) $\bar{v} = K[x]^2[y]^3$

E) $\bar{v} = K[x]^4[z]$

32. La reacción $A_{(s)} + B_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(g)}$, alcanza el estado de equilibrio a 25 °C, en un frasco de 2 L. Hallar el valor de la constante de equilibrio (Kc) para la reacción mencionada.



A) 0,04 B) 0,11 C) 0.22
D) 0,11 E) 0,42

33. En un recipiente de 2 L se coloca una mezcla equimolar de $PCl_{5(g)}$, PCl_2 y Cl_2 a 25 °C, estableciéndose el siguiente equilibrio.

$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$; $Kc = 1,8\ molL^{-1}$

Si el PCl_5 se ha disociado en un 20%, entonces se puede afirmar que:

I. La concentración de PCl_3 en el equilibrio es 2,4 M.
II. Existen 6,4 mol-g de mezcla en el equilibrio.
III. La concentración en equilibrio de PCl_5 es 0,8 M.

A) FFF B) FVV C) VVV
D) FVF E) VFF

34. En el siguiente sistema en equilibrio

$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} + 31\ \frac{kcal}{mol} \rightleftharpoons H_{2(g)} + CO_{(g)}$$

Indicar la proposición incorrecta.

A) Al elevar la temperatura, favorece la producción de CO.
B) Al emplear una sustancia higroscópica inerte, se eleva la temperatura dentro del reactor.
C) Al disminuir la presión, se produce más H_2.
D) Al elevar la temperatura, se descompone más CO, variando $K_{equilibrio}$.
E) La adición de un catalizador, disminuye la energía de activación aumentando la cantidad de productos.

35. En un recipiente cerrado se hace ingresar 8 mL–g de SO_2 y 4 mol de O_2. Si la reacción se desarrolla a temperatura constante y para alcanzar el equilibrio se ha convertido el 80% del SO_2, determinar la presión de la mezcla gaseosa en equilibrio, si inicialmente la presión era 300 kPa.

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$$

A) 220 kPa B) 100 kPa C) 150 kPa
D) 240 kPa E) 320 kPa

36. A 184 °C y bajo una presión total de una atmósfera, el dióxido de nitrógeno está disociado en un 5% según $NO_2 \rightleftharpoons NO + O_2$

Determinar Kp a dichas condiciones.

A) $4,32 \times 10^{-3}\ atm^{-1}$ B) $5,58 \times 10^{-6}$ atm
C) $2,49 \times 10^{-9}$ atm D) $6,42 \times 10^{-3}$ atm
E) $4,89 \times 10^{-4}$ atm

37. Un recipiente contiene $PCl_{5(g)}$ a 1 atm y 27 °C. Si se calienta hasta 127 °C, la presión del sistema aumenta en 50% por la disociación del PCl_5 en PCl_3 y Cl_2. ¿Qué porcentaje molar de $PCl_{5(g)}$ no se ha disociado?

A) 12,5% B) 87,5% C) 63,2%
D) 75,2% E) 94,3%

38. Para el sistema en equilibrio

$CaCO3_{(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$;

$\Delta H = 83$ kJ/mol

¿Qué alternativa favorece a la formación de CO_2?

I. Disminuir la temperatura.
II. Aumentar 1 presión.
III. Calentar el sistema.
IV. Agregar catalizador.

A) Solo I B) II y III C) Solo III
D) I y IV E) Todos

39. En un experimento a 25 °C para la reacción

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

Las concentraciones en equilibrio fueron respectivamente 0,60 M y $1,5 \times 10^{-3}$ M. Calcular la constante de equilibrio Kc.

A) $3,75 \times 10^{-6}$ B) $2,5 \times 10^{-3}$ C) $4,17 \times 10^{-3}$
D) $2,25 \times 10^{-6}$ E) $2,25 \times 10^{-8}$

40. La velocidad de reacción varía con una serie de factores.

I. Aumenta cuando aumenta la temperatura.
II. Aumenta cuando se aumenta la concentración de las sustancias reaccionantes.
III. Disminuye si se adiciona un catalizador.

Indicar las proposiciones correctas, respecto a la velocidad de reacción:

A) Solo I B) II y III C) I y III
D) I y II E) Solo II

41. La desintegración espontánea de un núcleo radioactivo es una reacción de primer orden, si el uranio–238 se desintegra con la emisión de una partícula alfa, con un tiempo de vida media de $4,5 \times 10^9$ años; si para un t = 0, se coloca 1 mol de uranio–238, determine la cantidad de moles de átomos que quedaron después de mil millones de años.

A) 0,86 mol B) 0,52 mol C) 0,15 mol
D) 0,94 mol E) 0,78 mol

42. En una reacción de orden cero, la velocidad de reacción no depende de

A) la temperatura
B) el catalizador
C) la superficie
D) la concentración
E) la naturaleza del reactante.

43. Para la siguiente reacción:

$$CH_3I + C_2H_5ONa \longrightarrow CH_3OC_2H_5 + NaI$$

en presencia del alcohol etílico, se han obtenido los siguientes datos:

Temperatura (°C)	$K(Lmol^{-1}s^{-1})10^{-5}$
0	5,6
6	11,8
12	24,5
18	48,8
24	100

Determine la energía de activación para dicha reacción.

A) 49,2 kJ B) 96,4 kJ C) 118,2 kJ
D) 58,4 kJ E) 79,6 kJ

44. Señale la(s) aseveración(es) verdadera(s).

I. $C_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H = -94$ kcal/mol la velocidad de formación de CO_2 a cierta temperatura es 20 mol/L/min, entonces, la velocidad sería 60 mol/L/min si la temperatura se incrementa en 20 °C.

II. Para la reacción I, la energía liberada por el consumo de 2,4 kg de carbón sería 1480 kcal.

III. Según Vant Hoff, la velocidad de una reacción varía con la temperatura, según:

$$\frac{V_{(t_1)}}{V_{(t_2)}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

A) Solo III B) Solo I C) Solo II
D) I y II E) II y III

45. De acuerdo a la ecuación de Arrhenius de cinética química:
$K = Ae^{-Ea/Rt}$ (cte. de velocidad especial) se puede afirmar que:

A) A temperaturas altas, la velocidad de reacción disminuye.
B) A mayor frecuencia de choques moleculares la velocidad de reacción disminuye.
C) Al adicionar un catalizador la velocidad de reacción se incrementará porque aumenta la energía de activación del proceso.
D) La constante de velocidad específica solo depende de la temperatura.
E) El tiempo de reacción es mayor si se adiciona un catalizador negativo.

46. ¿Cuántas proposiciones son correctas?

I. La velocidad de reacción, respecto a un producto, es la misma en cualquier intervalo de tiempo.

II. Si con 10 g de catalizador positivo, la velocidad de reacción es $30\frac{mol/L}{min}$, entonces con 300 g de dicho catalizador, la velocidad será $900\frac{mol/L}{min}$.

III. Al incrementar la velocidad de reacción aumenta la frecuencia de choques en el sistema.

IV. Solo con la variación de concentración una reacción variará la K_{eq} de sistema.

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

47. ¿Cuáles de las acciones enumeradas conducirán a la variación de la constante de velocidad de reacción?

I. Variación de la presión.
II. Variación de la temperatura.
III. Variación del volumen del reactor.
IV. Introducción de un catalizador en el sistema.
V. Variación de concentración de las sustancias reaccionarias.

A) I, III y V B) II y IV C) II, IV y V
D) I, V E) Solo II

48. Al frotar un cubo de azúcar con cenizas de cigarro se quema antes de fundirse, indique qué factor ha intervenido para acelerar la combustión.

A) Superficie B) Temperatura
C) Catalizador D) Concentración
E) Naturaleza de reactante

49. Una gota de una solución (de volumen 0,05 mL) contiene 3×10^{-6} de iones H^+; si la rapidez de desaparición del H^+ es de 10^{-7} M/s, determine el tiempo que requiere el H^+, para desaparecer en la gota.

A) 3×10^{-8} s B) 6×10^{-9} s C) 5×10^{-6} s
D) 2×10^{-4} s E) 1×10^{-7} s

50. Para la siguiente reacción

$$N_2O_{5(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$$

se observa la siguiente tabla de datos.

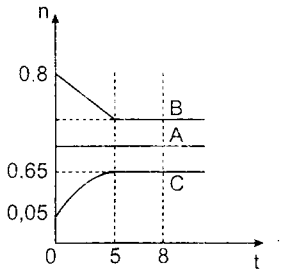
Tiempo (h)	$[N_2O_5]$ (M)
0	0,849
0,50	0,733
1	0,633
2	0,472
3	0,353
4	0,265
5	0,197

A) $\bar{v} = K[x][y]$ B) $\bar{v} = K[x]^m[y]^n$

C) $\bar{v} = \dfrac{[z]^p[w]^q}{[x]^r[y]^s}$ D) $\bar{v} = K[x]^r[y]^s$

E) $\bar{v} = K[x]^r[z]$

32. La reacción $A_{(s)} + B_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(g)}$, alcanza el estado de equilibrio a 25 °C, en un frasco de 2 L. Hallar el valor de la constante de equilibrio (Kc) para la reacción mencionada.



A) 0,04 B) 0,11 C) 0,22
D) 0,11 E) 0,42

33. En un recipiente de 2 L se coloca una mezcla equimolar de $PCl_{5(g)}$, PCl_3 y Cl_2 a 25 °C, estableciéndose el siguiente equilibrio.

$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$ $\quad Kc = 1,8\ molL^{-1}$

Si el PCl_5 se ha disociado en un 20%, entonces se puede afirmar que:

I. La concentración de PCl_3 en el equilibrio es 2.4 M.
II. Existen 6,4 mol-g de mezcla en el equilibrio.
III. La concentración en equilibrio de PCl_5 es 0,8 M.

A) FFF B) FVV C) VVV
D) FVF E) VFF

34. En el siguiente sistema en equilibrio

$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} + 31\ \frac{kcal}{mol} \rightleftharpoons H_{2(g)} + CO_{(g)}$$

Indicar la proposición incorrecta.

A) Al elevar la temperatura, favorece la producción de CO.
B) Al emplear una sustancia higroscópica inerte, se eleva la temperatura dentro del reactor.
C) Al disminuir la presión, se produce más H_2.
D) Al elevar la temperatura, se descompone más CO, variando $K_{equilibrio}$.
E) La adición de un catalizador, disminuye la energía de activación aumentando la cantidad de productos.

35. En un recipiente cerrado se hace ingresar 8 mL–g de SO_2 y 4 mol de O_2. Si la reacción se desarrolla a temperatura constante y para alcanzar el equilibrio se ha convertido el 80% del SO_2, determinar la presión de la mezcla gaseosa en equilibrio, si inicialmente la presión era 300 kPa.

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$$

A) 220 kPa B) 100 kPa C) 150 kPa
D) 240 kPa E) 320 kPa

36. A 184 °C y bajo una presión total de una atmósfera, el dióxido de nitrógeno está disociado en un 5% según $NO_2 \rightleftharpoons NO + O_2$
Determinar Kp a dichas condiciones.

A) $4,32 \times 10^{-3}$ atm B) $5,58 \times 10^{-6}$ atm
C) $2,49 \times 10^{-9}$ atm D) $6,42 \times 10^{-3}$ atm
E) $4,89 \times 10^{-4}$ atm

37. Un recipiente contiene $PCl_{5(g)}$ a 1 atm y 27 °C. Si se calienta hasta 127 °C, la presión del sistema aumenta en 50% por la disociación del PCl_5 en PCl_3 y Cl_2. ¿Qué porcentaje molar de $PCl_{5(g)}$ no se ha disociado?

A) 12,5% B) 87,5% C) 63,2%
D) 75,2% E) 94,3%

38. Para el sistema en equilibrio

$CaCO3_{(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$;
$\Delta H = 83$ kJ/mol
¿Qué alternativa favorece a la formación de CO_2?
I. Disminuir la temperatura.
II. Aumentar 1 presión.
III. Calentar el sistema.
IV. Agregar catalizador.

A) Solo I B) II y III C) Solo III
D) I y IV E) Todos

39. En un experimento a 25 °C para la reacción

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

Las concentraciones en equilibrio fueron respectivamente 0.60 M y $1,5 \times 10^{-3}$ M. Calcular la constante de equilibrio Kc.

A) $3,75 \times 10^{-6}$ B) $2,5 \times 10^{-3}$ C) $4,17 \times 10^{-3}$
D) $2,25 \times 10^{-6}$ E) $2,25 \times 10^{-8}$

40. La velocidad de reacción varía con una serie de factores.
I. Aumenta cuando aumenta la temperatura.
II. Aumenta cuando se aumenta la concentración de las sustancias reaccionantes.
III. Disminuye si se adiciona un catalizador.
Indicar las proposiciones correctas, respecto a la velocidad de reacción:

A) Solo I B) II y III C) I y III
D) I y II E) Solo II

41. La desintegración espontánea de un núcleo radioactivo es una reacción de primer orden, si el uranio–238 se desintegra con la emisión de una partícula alfa, con un tiempo de vida media de $4,5 \times 10^9$ años: si para un t = 0, se coloca 1 mol de uranio–238, determine la cantidad de moles de átomos que quedaron después de mil millones de años.

A) 0,86 mol B) 0,52 mol C) 0,15 mol
D) 0,94 mol E) 0,78 mol

42. En una reacción de orden cero, la velocidad de reacción no depende de

A) la temperatura
B) el catalizador
C) la superficie
D) la concentración
E) la naturaleza del reactante.

43. Para la siguiente reacción:

$$CH_3I + C_2H_5ONa \longrightarrow CH_3OC_2H_5 + NaI$$

en presencia del alcohol etílico, se han obtenido los siguientes datos:

Temperatura (°C)	$K(Lmol^{-1}s^{-1})10^{-5}$
0	5,6
6	11,8
12	24,5
18	48,8
24	100

Determine la energía de activación para dicha reacción.

A) 49,2 kJ B) 96,4 kJ C) 118,2 kJ
D) 58,4 kJ E) 79,6 kJ

44. Señale la(s) aseveración(es) verdadera(s).

I. $C_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H = -94$ kcal/mol la velocidad de formación de CO_2 a cierta temperatura es 20 mol/L/min, entonces, la velocidad sería 60 mol/L/min si la temperatura se incrementa en 20 °C.

II. Para la reacción I, la energía liberada por el consumo de 2,4 kg de carbón sería 1480 kcal.

III. Según Vant Hoff, la velocidad de una reacción varía con la temperatura, según:

$$\frac{V_{(t_1)}}{V_{(t_2)}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

A) Solo III B) Solo I C) Solo II
D) I y II E) II y III

45. De acuerdo a la ecuación de Arrhenius de cinética química:
$K = Ae^{-Ea/Rt}$ (cte. de velocidad especial) se puede afirmar que:

A) A temperaturas altas, la velocidad de reacción disminuye.
B) A mayor frecuencia de choques moleculares la velocidad de reacción disminuye.
C) Al adicionar un catalizador la velocidad de reacción se incrementará porque aumenta la energía de activación del proceso.
D) La constante de velocidad específica solo depende de la temperatura.
E) El tiempo de reacción es mayor si se adiciona un catalizador negativo.

46. ¿Cuántas proposiciones son correctas?

I. La velocidad de reacción, respecto a un producto, es la misma en cualquier intervalo de tiempo.

II. Si con 10 g de catalizador positivo, la velocidad de reacción es $30\frac{mol/L}{min}$, entonces con 300 g de dicho catalizador, la velocidad será $900\frac{mol/L}{min}$.

III. Al incrementar la velocidad de reacción aumenta la frecuencia de choques en el sistema.

IV. Solo con la variación de concentración una reacción variará la K_{eq} de sistema.

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

47. ¿Cuáles de las acciones enumeradas conducirán a la variación de la constante de velocidad de reacción?

I. Variación de la presión.
II. Variación de la temperatura.
III. Variación del volumen del reactor.
IV. Introducción de un catalizador en el sistema.
V. Variación de concentración de las sustancias reaccionarias.

A) I, III y V B) II y IV C) II, IV y V
D) I, V E) Solo II

48. Al frotar un cubo de azúcar con cenizas de cigarro se quema antes de fundirse, indique qué factor ha intervenido para acelerar la combustión.

A) Superficie B) Temperatura
C) Catalizador D) Concentración
E) Naturaleza de reactante

49. Una gota de una solución (de volumen 0,05 mL) contiene 3×10^{-6} de iones H^+; si la rapidez de desaparición del H^+ es de 10^{-7} M/s, determine el tiempo que requiere el H^+, para desaparecer en la gota.

A) 3×10^{-8} s B) 6×10^{9} s C) 5×10^{-6} s
D) 2×10^{-4} s E) 1×10^{7} s

50. Para la siguiente reacción

$$N_2O_{5(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$$

se observa la siguiente tabla de datos.

Tiempo (h)	$[N_2O_5]$ (M)
0	0,849
0,50	0,733
1	0,633
2	0,472
3	0,353
4	0,265
5	0,197

Determine la velocidad promedio de la reacción durante el intervalo de 1 a 2 h.

A) 0,242 M B) 1,282 M C) 0,161 M
D) 0,051 M E) 0,321 M

51. Calcule la constante de la velocidad y el orden de la reacción para:
$A + B \longrightarrow AB$
si el proceso corresponde a una reacción elemental en el instante que la velocidad es 5×10^{-5} mol/L.min, cuando [A] = 0,05 mol/L; [B] = 0,01 mol/L

	k	orden
A)	10^{-1} L/molmin	2
B)	0,5 mol/Lmin	1
C)	0,05 L/molmin	1
D)	5×10^{-1} L/molmin	2
E)	10 L/molmin	1

52. Marque verdadero (V) o falso (F).
I. Una reacción autocatalítica puede ser con orden positivo o negativo.
II. Toda colisión molecular involucra una ruptura de enlaces y por consiguiente una reacción.
III. La velocidad de una reacción solo depende de la temperatura.

A) FVV B) VVV C) FFF
D) VVF E) VFF

53. Con respecto a las siguientes reacciones:
$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2SO_{3(g)}$ ...reacción lenta (1)
$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{V_2O_{5(s)}} 2SO_{3(g)}$ ...reacción rápida (2)
Indique qué alternativa es incorrecta.

A) El $V_2O_{5(s)}$ es un catalizador positivo.
B) La reacción (2) es de catálisis heterogéneo.
C) Si se cambia $V_2O_{5(s)}$ por $NO_{(g)}$ la reacción sería de catálisis homogénea.
D) La energía de activación en la segunda reacción es mayor que en la primera.
E) El complejo activado en la segunda reacción es menor.

54. Indique si es verdadero (V) o falso (F).
I. El estudio de la cinética química es muy importante para el ingeniero químico, pues permite hacer un buen diseño del reactor donde se efectúa la reacción.
II. En la reacción $Cl_{2(g)} + CO_{(g)} \longrightarrow COCl_{2(g)}$ el orden de la reacción es 2.
III. El orden de reacción es siempre un número entero.

A) VFV B) VFF C) FFV
D) VVF E) VVV

55. Indique el número de proposiciones incorrectas.
I. Toda ecuación unimolecular es de primer orden y viceversa.
II. Ecuación de Arrhenius:
$K = Ae^{-\frac{E_{act}}{RT}}$
III. Agitar la solución, acelera la reacción y cambia la velocidad.
IV. Existen reacciones de autocatálisis.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

56. A partir de la siguiente reacción:
$2H_{2(g)} + 2NO_{(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)} + N_{2(g)}$
presenta los siguientes datos cinéticos:

Exp	$[NO]10^3$ (mol/L)	$[H_2]10^3$ (mol/L)	Velocidad inicial del cambio de presión (torr/min)
1	6	1	20
2	6	2	40
3	6	3	60
4	1	6	3
5	2	6	12
6	3	6	27

Calcule la concentración del NO, si la velocidad es 24 torr/min, siendo la $[H_2]$ 36×10^4 M.

A) 36×10^2 mol/L B) 0,02 mol/L
C) 20 mol/L D) 2 mol/L
E) 200 mol/L

57. Indicar el número de proposiciones correctas:
I. La secuencia de pasos elementales que lleva a la formación del producto se llama mecanismo de reacción.
II. Las especies intermediarias aparecen en el mecanismo de la reacción (esto es, en las etapas) pero no en la ecuación global balanceada.
III. El término que describe el número de moléculas reaccionantes en una etapa determinada se llama la molecularidad de la reacción.
IV. Las reacciones unimolecular y biomolecular son las más comunes.
V. En un mecanismo la etapa más rápida determina la ley de la velocidad de la reacción.

A) 5 B) 4 C) 3
D) 2 E) 1

58. Con respecto a los catalizadores, indicar cuántas proposiciones son correctas:
I. Su composición no se altera en las reacciones en que intervienen.
II. Pequeñas cantidades de catalizador no suelen ser suficientes para ejercer su acción.
III. Los catalizadores no son capaces de provocar ninguna reacción que por sí misma no sea posible.
IV. La presencia del catalizador no modifica el valor de la constante de equilibrio en los sistemas reversibles.

V. Muchos catalizadores contienen metales de transición.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

59. Para la reacción de producción del amoniaco,

$$H_{2(g)} + N_{2(g)} \longrightarrow NH_{3(g)}$$

a determinadas condiciones de presión y temperatura, la velocidad respecto al nitrógeno es 5 mol.L^{-1}. min^{-1}. Determinar la velocidad respecto al amoniaco.

A) 8 B) 10 C) 20
D) 24 E) 30

60. Considere la reacción química: xJ ⟶ yQ
Se constató que la velocidad de la reacción se octuplicó cuando la concentración molar de J se duplicó. ¿Cuál es el orden de la reacción?

A) 3 B) 2 C) 1
D) 4 E) 0

61. Determine el orden de la reacción para
J + L ⟶ Q
a partir del siguiente cuadro de valores experimentales

Experimento	[J]	[L]	V
1	0,15	0,60	0,02
2	0,30	0,60	0,04
3	0,15	0,30	0,005

A) Orden 0 B) Orden 1 C) Orden 2
D) Orden 3 E) Orden 4

62. Para la siguiente reacción:
J + L ⟶ Q
se obtuvieron los siguientes datos.

Experimento	$[J]_0$	$[L]_0$	Velocidad
1	0,100	0,050	$1,34 \times 10^{-3}$
2	0,100	0,100	$2,68 \times 10^{-3}$
3	0,200	0,100	$2,68 \times 10^{-3}$

determinar el orden parcial y total de la reacción

	Orden J	Orden L	Orden total
A)	0	1	1
B)	1	2	3
C)	1	0	1
D)	1	1	2
E)	2	0	2

63. Cuál es la velocidad de la reacción:
$H_2 + Cl_2 = 2HCl$
al iniciarse con 2 mol-g H_2 y 3 mol-g de I_2 comparada con la que tiene cuando se haya consumido la mitad del H_2

A) 1 B) 2 C) 3
D) 6 E) 8

64. En una reacción química de segundo orden la velocidad inicial del producto es 5×10^{-4} mol-gL^{-1}min^{-1}, siendo la concentración del reactivo de 0,2 M. Calcular el valor de la constante de rapidez en L. mol-g^{-1}min^{-1}

A) $3,5 \times 10^{-4}$ B) $2,1 \times 10^{-3}$ C) $1,25 \times 10^{-10}$
D) $1,25 \times 10^{-2}$ E) $2,15 \times 10^{-2}$

65. Sobre cinética química marque lo incorrecto:

A) A mayor concentracion de los reactantes la reacción aumenta su velocidad.
B) Si la temperatura aumenta en 10 °C la reacción aproximadamente duplica su velocidad.
C) Para que los metales pesados reaccionen generalmente se requiere de calor.
D) Catálisis homogénea implica una reacción equimolar.
E) Una reacción será más rápida si hay presencia de sustancias muy activas como el flúor y los ácidos inorgánicos.

66. Respecto a la cinética química, indicar el número de proposiciones incorrectas:

I. La velocidad de reacción varía con la temperatura; pero es indiferente de la naturaleza de reactantes.
II. En toda reacción química se requiere catalizador.
III. Para las reacciones de varias etapas, la velocidad de la reacción está determinada por la etapa de mayor rapidez.
IV. El número de choques moleculares aumenta si la energía de activación es menor.

A) 4 B) 3 C) 2 D) 1 E) 0

67. ¿Cuántas proposiciones son incorrectas?

I. La reacción: $2NO_{(g)} + O_{2(g)} = 2NO_2$; es trimolecular.
II. Si la velocidad depende de la primera potencia de la concentración de dos reaccionantes, la reacción es de segundo orden
III. Con el orden de la reacción conocemos la forma de representarse matemáticamente el proceso.
IV. El número de colisiones moleculares es el resultado directo de las concentraciones.

A) 4 B) 3 C) 2 D) 1 E) 0

68. Sobre cinética química marque lo incorrecto:

A) A mayor concentración de lo reactantes la reacción aumenta su velocidad.
B) Si la temperatura en 10 °C la reacción aproximadamente duplica su velocidad.
C) Para que los metales pesados reaccionen; generalmente se requiere de calor.
D) Catálisis homogénea implica una reacción equimolar.

E) Una reacción será más rápida si hay presencia de sustancias muy activas como el flúor y los ácidos inorgánicos.

69. Indicar cuántas proposiciones son no incorrectas:
I. La velocidad de la reacción directa aumenta con el tiempo.
II. La velocidad de una reacción química al inicio es mayor.
III. El empleo de un catalizador altera la energía de activación.
IV. Molecularidad es el orden de reacción.
V. La cinética de una reacción es indiferente al grado de división de los reactantes.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

70. Según la ley de acción de masas de Guldberg y Waage, marque la velocidad de reacción que es incorrecta. Considere el orden de reacción como suma de coeficientes:

A) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$
$v_{reacción} = K[N_2][H_2]^3$

B) $C_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)}$
$v_{reacción} = K[O_2]^{1/2}$

C) $NH_4HS_{(s)} \longrightarrow NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$
$v_{reacción} = K[NH_4HS]$

D) $H_{2(g)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2HI_{(g)}$
$v_{reacción} = K[H_2][I_2]$

E) $2NO_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$
$v_{reacción} = K[NO_2]^2$

71. En la acción de bromo sobre la acetona en medio ácido. Por etapas:

$CH_3\text{-}CO\text{-}CH_3 \xrightarrow[\text{Lenta}]{v_1} CH_3\text{-}COH = CH_2$

$CH_3\text{-}COH = CH_2 + Br_2 \xrightarrow[\text{rápida}]{v_2} CH_3\text{-}CO\text{-}CH_2Br + HBr$

$CH_3\text{-}CO\text{-}CH_3 + Br_2 = CH_3\text{-}CO\text{-}CH_2Br + HBr$

Se cumple:
I. La constante de equilibrio: v_1/v_2
II. La etapa lenta determina la velocidad de la reacción.
III. La reacción es de orden cero.
IV. En equilibrio químico: $v_1 = v_2$
V. La reacción es bimolecular
Señale lo correcto:

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) cero

72. Señale lo no correcto:
I. En la reacción gaseosa: $SO + O_2 = SO_3$. Si el volumen ha disminuido a 25% del valor inicial, entonces la velocidad directa aumenta 32 veces.
II. La reacción: J + 3L ⟶ productos; necesariamente es de cuarto orden.
III. Si la velocidad de consumo de J es 6 mo/Lmin entonces Q se forma a razón de 1,5 mol/Lmin.
$2J_0 + L \longrightarrow 1/2\ Q$

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

73. Sobre la cinética de las reacciones:
I. La Ley de acción de masas indica que la velocidad de una reacción es proporcional a la temperatura.
II. La velocidad está influenciada por las orientaciones relativas de las moléculas a medida que se aproximan.
III. Orden y molecularidad pueden ser numéricamente iguales.
IV. Las reacciones de orden cero son hipotéticas, pues ninguna se aproxima a dicha condición.
V. La constante de velocidad es función de la temperatura.
Señale lo no correcto:

A) II y V B) I, IV y V C) I y II
D) I y IV E) II y V

74. Respecto a la ley de acción de masas y la cinética de una reacción, no es de importancia:
I. Temperatura
II. Concentración de sustancias.
III. Tipo y material del reactor
IV. Orden de la reacción y catalizador
V. Tamaño de partículas de reactantes.
VI. Naturaleza de sustancias.

A) I B) II y III C) III D) IV y V E) V

CLAVES

1. C	11. E	21. B	31. D	41. A	51. A	61. D	71. C
2. D	12. D	22. D	32. E	42. D	52. D	62. A	72. D
3. E	13. B	23. C	33. A	43. E	53. D	63. C	73. D
4. C	14. E	24. C	34. C	44. A	54. B	64. D	74. C
5. C	15. D	25. A	35. A	45. E	55. B	65. D	
6. C	16. C	26. C	36. D	46. B	56. E	66. B	
7. B	17. B	27. E	37. B	47. E	57. C	67. E	
8. D	18. B	28. B	38. C	48. C	58. E	68. D	
9. E	19. C	29. B	39. A	49. B	59. B	69. B	
10. C	20. C	30. C	40. D	50. C	60. A	70. C	

Ácidos y bases

capítulo 16

Johannes Bronsted

Johannes Nicolaus Bronsted, químico y físico danés (22 de febrero de 1879-17 de diciembre de 1947). Recibió el grado en Ingeniería química en 1899 y el doctorado en Física el año 1908 por la Universidad de Copenhague, donde inmediatamente lo designaron profesor. En 1906 publicó su primer trabajo sobre la afinidad del electrón y en 1923 introdujo la teoría protónica de las reacciones ácido-base, simultáneamente con el químico inglés Thomas Lowry. Luego trabajó en colaboración con el sueco George Hevesy en la separación de los isótopos del mercurio.

Asimismo, era conocido, junto con Lowry, por la teoría del donante del protón y reconocido como una autoridad en la catálisis por ácidos y bases. Su principal objetivo fue complacer las teorías ya creadas de la clasificación de ácidos y bases, encaminadas a facilitar la comprensión y discusión de las reacciones básicas o ácidas. Sugirió el uso de la forma hidratada porque quería indicar que el agua acepta los protones, es decir, que se combina con ellos. Bronsted deseaba aplicar los términos «ácido» y «base» en un sentido más amplio y enunció nuevas definiciones de esos conceptos. Un «ácido Bronsted» será toda sustancia que, especialmente en solución acuosa, sea capaz de ceder un protón; mientras que una «base Bronsted» será cualquier sustancia que pueda aceptar un protón.

Fuente: Wikipedia

ÁCIDO

- Tienen sabor agrio como el vinagre.
- Corroen los metales (hierro, cinc, etc.) con desprendimiento de hidrógeno y producen sustancias cristalizables, de sabor salado, que se llaman sales.
- Cambian de color algunas tinturas, llamadas indicadores, así decoloran la disolución enrojecida de fenolftaleína y colorean de rojo la disolución azul del tornasol.

BASE O ÁLCALIS

- Poseen sabor caustico como el jabón.
- Al reaccionar con los ácidos producen sales y agua.
- Devuelven el color rojo a la disolución de fenolftaleina decolorada por los ácidos y azulean el papel de tornasol enrojecidos por estos.

TEORÍAS DE ÁCIDOS Y BASES

Teoría de Arrhenius (1886)

A. Ácido. Es aquella sustancia que en solución acuosa se disocia liberando iones hidrógenos (H^+).

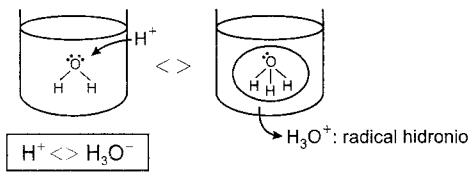
$HCl_{(ac)} \longrightarrow \boxed{H^+} + Cl\ (H^-)$

$HNO_{3(ac)} \longrightarrow \boxed{H^+} + NO_3^-$ (monoprótico)

$H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow 2\boxed{H^+} + SO_4^=$ (diprótico)

$H_3PO_{4(ac)} \longrightarrow 3\boxed{H^+} + PO_4^{\equiv}$ (triprótico)

H + protón



$\boxed{H^+ <> H_3O^-}$

B. Base. Es aquella sustancia que en solución acuosa se disocian liberando iones OH^-.

Ejemplo:

$NaOH_{(ac)} \rightleftarrows Na^+ + \boxed{(OH)^-}$ (monobásico)

$KOH_{(ac)} \rightleftarrows K^+ + \boxed{(OH)^-}$ (básico)

$Ca(OH)_{2(ac)} \rightleftarrows Ca^{2+} + \boxed{2(OH)^-}$ (dibásico)

$Al(OH)_{3(ac)} \rightleftarrows Al^{+3} + 3\boxed{(OH)^-}$ (tribásico)

Las sales provienen de la sustitución del H de los ácidos por metales.

Las sales en solución acuosa se disocian pero no se producen iones H^+

Ejemplo:

$ClNa_{(ac)} \longrightarrow Cl^- + Na^+$

$SO_4Na_{2(ac)} \longrightarrow SO_4^= + 2Na^+$

$(NO_3)_2Ca_{(ac)} \longrightarrow 2NO_3^- + Ca^{+2}$

Teoría de Bronsted-Lowry

Definen ácido y base según el criterio de protones.

A. Ácido. Es la sustancia que puede donar una protón (H^+)

B. Base. Es la sustancia que puede aceptar un protón.

$$\underset{\text{acido}}{HCN} + \underset{\text{base}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{ácido}\\\text{conjugado}}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{base}\\\text{conjugado}}}{CN^-}$$

Si la sustancia es ácida su conjugada es una base y viceversa. Formando el par ácido base conjugado.

$$\underset{\text{ácido}}{NH_4^+} + \underset{\text{base}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{base c}}{NH_3} + \underset{\text{ácido c}}{H_3O^+}$$

(par conjugado: NH_4^+ – NH_3; par conjugado: H_2O – H_3O^+)

$$\underset{\text{base}}{HSO_4^-} + \underset{\text{ácido}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{ácido}\\\text{conjugado}}}{H_2SO_4} + \underset{\substack{\text{base}\\\text{conjugado}}}{OH^-}$$

Un ácido fuerte genera una base conjugada débil y una base débil genera un ácido conjugado fuerte.

$$\underset{\substack{\text{ácido}\\\text{fuerte}}}{HCl} + \underset{\substack{\text{base}\\\text{débil}}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{base}\\\text{débil}}}{Cl^-} + \underset{\substack{\text{base}\\\text{fuerte}}}{H_3O^+}$$

Anfóteros. Una especie se dice que es anfótera o anfolita, cuando en algunos casos se comporta como ácido y en otros casos se comporta como base. Ej.: (H_2O) alcohol etílico, (C_2H_5OH), hidróxido de aluminio [$Al(OH)_3$]; iones complejos de metales pesados Zn, Sn, Sb, Cr en forma de similar a los hidróxidos de aluminio.

Ejemplo:

hidróxido de aluminio

$Al(OH)_{3(ac)} \longrightarrow Al^{-3} + 3(OH)^-$

$H_3AlO_{3(ac)} \longrightarrow 3H^+ + AlO_3^{-3}$

$H_2O \begin{cases} H^+ \\ OH^- \end{cases}$

$H_2O + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^-$

base ácido

$H_3PO_{4(ac)} \longrightarrow H_2PO_4^- + H^+$

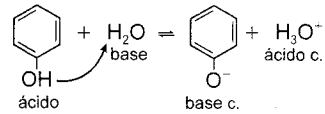
$H_2PO_4^- \longrightarrow HPO^{2-} + H^+$

$HPO_4^- \longrightarrow PO_4^{3-} + H^+$

Sustancias anfipróticas: $H_2PO_4^-$; HPO_4^{2-}

Aplicaciones:

1. ¿Cuál especie son ácidos?



Rpta. fenol y el hidronio

2. ¿Cuál es el carácter del ión Cl^-?

$$NH_3 + HCl = NH_4^+ + Cl^-$$

Resolución:

$$NH_3 + HCl = NH_4^+ + Cl^-$$

ácido fuerte — base débil

Existen sustancias de importancia química y biológica, cuando se encuentran disueltas en agua:

Jugo gástrico → HCl
Limón → ácido cítrico
Lejía → NaOH
Drogas → aminas
Agua de batería → H_2SO_4

Ácidos y bases fuertes. Son aquellas que en agua se ionizan en un 100% de sus moléculas entre ellos tenemos:

Electrolitos	
Ácidos	Bases
H_2SO_4 HNO_3 HCl HBr HI $HClO_4$	NaOH KOH $Ca(OH)_2$

Ácidos y bases débiles. Son aquellas que en agua solo se disocian una cantidad pequeña.

Ejemplo:

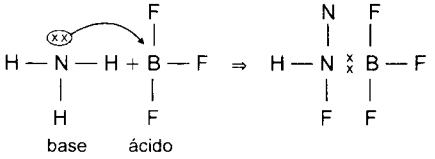
Ácidos	Bases
H_3PO_4 H_2CO_3 HF, H_2S HCN CH_3COOH	NH_3 $Al(OH)_2$ NH_4OH

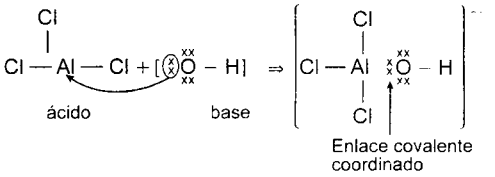
Teoría de G. N. Lewis (1916)

Es una teoría más generalizada que las teorías anteriores, su definición está basada en los pares de electrones, que se comparten así:

A. Ácido. Es toda la molécula o ión que acepta un par de electrones.

B. Base. Es toda molécula o ión que puede donar un par de electrones.





C. Ácidos de Lewis. Son aquellos compuestos cuyo átomo central no han completado el octeto.

$Cl - Be - Cl$ $(BeCl_2)$

$H - B - H$ (BH_3)
$\quad\quad |$
$\quad\quad H$

Todos los iones positivos, en virtud a que pueden aceptar electrones.

$$Ag^+, Ca^{+2}, Al^{+3}, H^+ \quad \text{(cationes)}$$

Ejemplo:

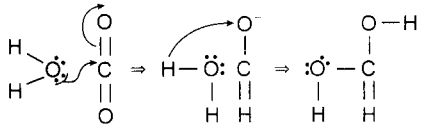
$$Ag^+ + 2(:CN^-) \rightarrow [NC^- : Ag^+ : CN^-]$$

Complejo de coordinación

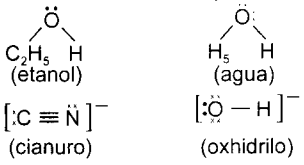
Aquellas sustancias cuyo átomo central presenta uno o más enlaces múltiples.

$$CO_2;\ SO_2 \ldots$$

Ejemplo:



D. Son bases de Lewis:
Son aquellas cuyo átomo central tiene uno o dos pares de electrones no compartidos.

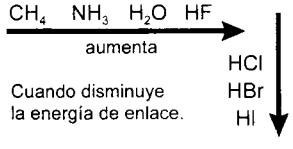


Todos los iones negativos (aniones): Cl^-, S^{-2}, O^{-2} ...

FUERZA DE ACIDEZ

Es la capacidad o aptitud que tienen los ácidos para producir iones hidrógeno, ellos se miden según la concentración de iones hidrógeno generado en el equilibrio.

En hidruros. Aumenta con la polaridad en la tabla periódica.



En oxácidos. Aumenta con el menor tamaño del átomo central.

menor tamaño

$$HIO_4 < HBrO_4 < HClO_4 \text{ (grupo)}$$

Aumenta con el mayor estado de oxidacion (con el mismo elemento no metálico)

$$\overset{+1}{HClO} < \overset{+3}{HClO_2} < \overset{+5}{HClO_3} < \overset{+7}{HClO_4}$$

Ejemplos:

1. Se llama anfótero a la sustancia que:
   a) Puede tomar diferentes números de moléculas de agua.
   b) Puede emitir radiaciones alta o radiaciones beta.
   c) Puede absorber o dar calor.
   d) Puede actuar como un ácido o como una base según las circunstancias.
   e) Puede variar de color desde el violeta al verde.

   Resolución:

   Una sustancia es anfótera o anfiprótica cuando actúa como un ácido y una base.

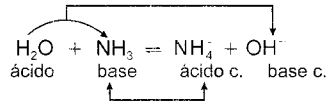
2. En el sistema conjugado:

   $$H_2O + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

   ¿Cuál de las alternativas agrupa a las sustancias que se comportan como ácidos de Bronsted-lowry?

   I. NH_3 y NH_4^+ II. H_2O y NH_4^+ III. H_2O y OH^-
   IV. NH_3 y H_2O V. NH_3 y OH^-

   Resolución:

   Ácidos: Bronsted y Lowry : H_2O y NH_4^+

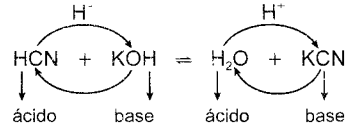
3. De acuerdo a la teoria de Bronsted y Lowry. ¿Cuál de los siguientes equilibrios no involucra una reacción ácido-base?

   I. $HCN + KOH \rightleftharpoons H_2O + KCN$
   II. $NH_4^- \rightleftharpoons NH_3 + H^+$
   III. $NaHCO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + NaOH$
   IV. $Al(OH)_2 + H_2O \rightleftharpoons Al(OH)_3 + H^+$
   V. $HCl + AgNO_3 \rightleftharpoons AgCl + HNO_3$

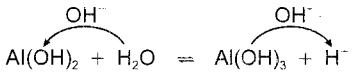
   Resolución:

   Ácido: sustancia capaz de ceder protones H^+
   Base: sustancia capaz de aceptar protón H^+

   Por ejemplo:

   La alternativa IV

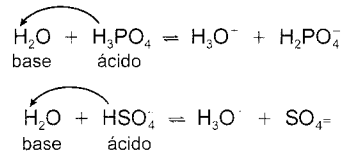
   (no es una reacción ácido-base ya que no se transfiere protones H^+, sino iones oxidrilo OH^-).

4. ¿En cuál o cuáles de las siguientes reacciones el agua actúa como una base?

   I. $H_2O + CH_3COO^- \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^+$
   II. $H_2O + CN^- \rightleftharpoons HCN + OH^-$
   III. $H_2O + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
   IV. $H_2O + H_3PO_4 \rightleftharpoons H_3O^- + H_2PO_4^-$
   V. $H_2O + HSO_4^- \rightleftharpoons H_3O + SO_4^=$

   Resolución:

   El H_2O actúa como una base (acepta un protón)

   Rpta. IV y V

5. Indicar. ¿En cuál de los siguientes conjuntos un compuesto no es considerado como ácido de Arthenius:

   I. HCl; HNO_3; CH_3COOH
   II. H_2SO_4; NH_3; HCl
   III. NH_4; CH_2COOH; HNO_3
   IV. $HClO_4$; HF; HCl
   V. NH_4^+; HCl; H_2SO_4

   Resolución:

   Arrhenius (ácido): sustancia que en solución acuosa da lugar a la formación de iones H^- o iones H_3O^+.

   $H_2SO_4 + H_2O = HSO_4^- + H_3O^+$ (ácido)

   $NH_3 + H_2O = NH_4^- + OH^-$ (base)

   $HCl + H_2O = H_3O + Cl^-$ (ácido)

◀ EQUILIBRIO IÓNICO

La disociación iónica de las moléculas de un electrolito es una reacción reversible.

La ionización de un soluto en un solvente polar como el agua, establece un equilibrio entre los iones formados y la cantidad de moléculas no ionizadas.

Para los casos de ionización de electrolitos débiles deberá plantearse la constante de equilibrio (Ka; Kb; Kw; etc) dicha constante tiene las mismas características que el Kc, y el Kp.

Ionización el ácido débil

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^-$$

$$Ka = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^-]}{[CH_3COOH]} \qquad [H_2O] = cte. = 1$$

$[CH_3COO^-] = [H_3O^-]$; Ka: constante de acidez

Ionización de base débil

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^- \Rightarrow Kb = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$[NH_4^+] = [OH^-]$; Kb: constante de basicidad

Nota

Los ácidos politrópicos se ionizan por etapas:

Ejemplo:

H_2CO_3

1. $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+ ; K_1 = \frac{[HCO_3^-][H_3O^+]}{[H_2CO_3]}$

2. $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{=} + H_3O^+ ; K_2 = \frac{[CO_3^{=}][H_3O^+]^2}{[HCO_3^-]}$

Rxn global:

$$H_2CO_3 + 2H_2O \rightleftharpoons CO_3 + 2H_3O^+ ; \quad K_3 = \frac{[CO_3][H_3O^+]^2}{[H_2CO_3]}$$

$$\boxed{K_3 = K_1K_2}$$

Ionización del agua pura

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

$$\boxed{K_W = [H_3O^+][OH^-]} \quad \ldots (I)$$

K_W: Producto iónico del H_2O

$[H_3O^+] = [H^+] \ldots \frac{mol}{L}$

Experimental a 25 °C:

$$K_w = 10^{-14}\left(\frac{mol}{L}\right)^2$$

En el equilibrio: $[H_3O^+] = [OH^-]$ (neutro)

En (I): $\boxed{[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}\ \frac{mol}{L}}$

En general: $\boxed{[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-14}}$ ...(α)

POTENCIAL DE HIDRÓGENO (pH)

Es una forma sencilla de medir el carácter ácido o básico de una sustancia química. Se evalúa con la concentración [ ] de los iones hidronio (H_3O^+)

Acidez $\boxed{pH = -\log[H^+] = -\log[H_2O^+]}$

Grado de basicidad:

$pOH = -\log(OH)^-$ ...(β)

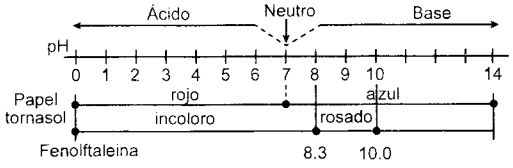
Propiedad: $\boxed{pH + pOH = 14}$ ... (γ)

Rango del pH: $0 \leq pH < 7$ Carácter ácido

$pH = 7$ Carácter neutro

$7 \quad pH \leq 14$ Carácter básico

Escala:



INDICADORES

Son sustancias químicas orgánicas, que cambian de color al añadirlas a un ácido o una base. El cambio de color del indicador se llama viraje, utilizándolos se puede determinar aproximadamente el pH de una disolución, pues cada indicador vira en un intervalo de pH determinado.

En la tabla aparecen algunos indicadores de uso frecuente:

Indicador	CAMBIO DE COLOR Ácido	Básico	Intervalo de pH	
Azul de timol	rojo	amarillo	1,2	2,8
Azul de bromofenol	amarillo	azul	3,0	4,6
Anaranjado de metilo	rojo	amarillo	3,1	4,4
Verde de bromocresol	amarillo	azul	3,8	5,4
Rojo de metilo	rojo	amarillo	4,2	6,2
Tornasol	rojo	azul	4,5	8,3
Azul de bromotimol	amarillo	azul	6,0	7,6
Rojo de fenol	amarillo	rojo	6,8	8,4
Fenoltaleína	incoloro	rojo	8,3	10,0
Amarillo de alizarina	amarillo	violeta	10,1	12,0
1,3,5 - trinitro benceno	incoloro	anaranjado	12,0	14,0

Ejemplos:

Hallar el pH de los siguientes casos:

1. Solución de HCl 1M

$$1\ HCl_{(ac)} = 1H^+ + 1Cl^-$$
$$1M \qquad 1M$$

La razón molar es de 1 a 1

1 mol de HCl se disocia formándose 1 mol de iones $(H^-) = (H_3O^-)$

$$[H^+] = 1\frac{mol}{L}$$

$$pH = -\log[H^-] = -\log 1 \Rightarrow pH = 0$$

De: $pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 14$

2. Solución HCl 10M

$$[H^+] = 10\ \frac{mol}{L} = [HCl]$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(10)$$

$pH = -1$ (es posible pero no importante)

3. Solución NaOH 1M

$$NaOH_{(ac)} \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$
$$1\ mol \qquad 1\ mol$$
$$1M \qquad 1M$$

$$[OH] = 1\frac{mol}{L}$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(1) \Rightarrow POH = 0$$

En (γ): $pH = 14$

TITULACIÓN O NEUTRALIZACIÓN ÁCIDO–BASE

Cuando se mezcla una solución de un ácido fuerte con una base fuerte se produce una reacción de neutralización:

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$
$$NaOH + H_2O \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

Reacción de neutralización:

$$Na^+ + OH^- + H_3O^+ + Cl^- \longrightarrow NaCl_{(ac)} + OH^- + H_3O^+$$

$$OH^- + H_3O^+ \longrightarrow H_2O \text{ con } K_{(ac)} = \frac{1}{Kw} = 10^{14}$$

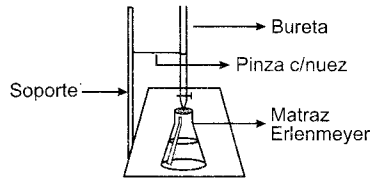
Como la constante de equilibrio del agua es grande, se puede considerar que todo el ácido reacciona con una base y por lo tanto se vuelve neutra.

La titulación concluye cuando la cantidad de ácido y base que se han mezclado es tal que el pH = 7, a este punto se le denomina punto de equivalencia y en él se encuentran cantidades estequiométricas equivalentes del ácido y la base.

$$n.^\circ eq_{ácido} = n.^\circ eq_{base} \qquad N_{ácido}V_{ácido} = N_{base}V_{base}$$

Para titular una solución desconocida con una estándar, se emplean ciertas sustancias denominadas indicadores ácido-base que son por lo general compuestos orgánicos capaces de cambiar de coloración cuando cambia de pH del medio donde se encuentra.

Equipo de titulación



GRADO DE DISOCIACIÓN (α)

$$\alpha = \frac{n.^\circ \text{ moles disociados}}{n.^\circ \text{ moles iniciales}}$$

Al disolverse la molécula de una sustancia en agua puede disociarse o no, pero si se disuelven muchas moléculas, una parte de ellos se disociará en iones y otra porción quedará en forma no disociada.

Según el grado de disociación se clasifican los electrolitos en fuertes y débiles.

Si $\alpha = 100\%$ (1) { disociado completamente; Ka alto; electrolito fuerte }

Si α valores bajos { tendencia a disociarse; Ka bajo; electrolito débil }

Ejemplos:

1. Calcular la concentración de ión hidrógeno y el porcentaje de disociación en una disolución $2{,}0 \times 10^{-2}$ M de HCN . $Ka_{HCN} = 4{,}5 \times 10^{-10}$

Resolución:

disociación

	$HCN_{(ac)} \rightleftharpoons$	$H^+ + CN^-$	
Inicial	$2{,}0 \times 10^{-12}$	0	0
Disociación	x	x	x
Equilibrio	$2{,}0 \times 10^{-2} - x$	x	x

$$Ka = 4{,}5 \times 10^{-10} \qquad Ka = \frac{[H^-][CN^-]}{[HCN]}$$

Reemplazando: $\dfrac{(x)(x)}{2{,}0 \times 10^{-2} - x} = 4{,}5 \times 10^{-10}$

$$\frac{x^2}{2{,}0 \times 10^{-2}} = 4{,}5 \times 10^{-10} \Rightarrow x^2 = 9 \times 10^{-8}$$

Como es un ácido débil el grado de disociación es muy pequeño.

$2{,}0 \times 10^{-2} - x \approx 2{,}0 \times 10^{-2}$

$x = 3{,}0 \times 10^{-4} \Rightarrow [H^+] = 3{,}0 \times 10^{-4}\ \frac{mol}{L}$

Grado de disociación α: $\alpha = \dfrac{3{,}0 \times 10^{-4}}{2{,}0 \times 10^{-2}}$

Porcentaje de disociación:

$$\alpha = \frac{3{,}0 \times 10^{-4}}{2{,}0 \times 10^{-2}}(100)\% = 1{,}5\%$$

2. ¿Cuál es el pH de una solución de ácido acético 0,1 normal. Si Ka = 10^{-5}?

Resolución:

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

Moles	$CH_3COOH_{(ac)} \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$		
Iniciales	0,1	0	0
Disociación	x	x	x
Equilibrio	0,1 − x	x	x

$$Ka = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$10^{-5} = \frac{(x)(x)}{0,1-x} \Rightarrow x^2 = 10^{-6}$$

$x = 10^{-3} \quad \therefore [H^+] = 10^{-3}\ \frac{mol}{L}$

$pH = -\log[H^+]$

$pH = -\log(10^{-3}) \Rightarrow pH = 3 \Rightarrow pOH = 11$

$$\alpha = \frac{\text{moles disociados}}{\text{moles iniciales}}$$

$$\alpha = \frac{10^{-3}}{0,1} = 0,01 \vee \alpha = 1\%$$

3. Calcular la constante de ionización de una solución de 0,01M de HCN que está lonizado en 0,02%

Resolución:

	$HCN_{(ac)} \rightleftharpoons H^+ + CN^-$		
Iniciales	0,01	0	0
Disociación	2×10^{-6}	2×10^{-6}	2×10^{-6}
Equilibrio	0,01	2×10^{-6}	2×10^{-6}

$[HCN] = 10^{-2}$

Disocia: 0,02% = $2 \times 10^{-4}[HCN]$

Disocia: $2 \times 10^{-4} \times 10^{-2} = 2 \times 10^{-6}$

$[HCN]_{(ac)} = 0,01 - (2 \times 10^{-6}) = 0,01$

despreciable

$$Ka_{HCN} = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]} \Rightarrow Ka = \frac{2 \times 10^{-6}(2 \times 10^{-6})}{0,01}$$

$Ka = 4 \times 10^{-10}$ mol/L

4. Se encontró que 0,0005 mol de $Ca(OH)_2$ disuelto en 100 mL de solución, está disociado en 80%. Calcular el pH de esta disolución.

Resolución:

$V_{sol} = 100$ mL = 0,1 L

$nCa(OH)_2 = 0,0005 = 5 \times 10^{-4}$ moles

Disocia: 80% $(n_{Ca(OH)_2})$

: $80\%(5 \times 10^{-4}) = 4 \times 10^{-4}$ mol

Moles	$Ca(OH)_{2(ac)} \rightleftharpoons Ca^{+2} + 2OH^-$		
Iniciales	5×10^{-4}	0	0
Disocian	4×10^{-4}	4×10^{-4}	$2(4 \times 10^{-4})$

$n_{(OH^-)} = 8 \times 10^{-4}$

$$[OH^-] = \frac{8 \times 10^{-4}}{0,1} = 8 \times 10^{-3}$$

$pOH = -\log[OH^-] = -\log(8 \times 10^{-3})$

$pOH = 2,1$ (de $pH + pOH = 14$) $\Rightarrow pH = 11,9$

HIDRÓLISIS DE IONES

Para un ión en disolución: Una reacción de hidrólisis es una reacción del ión con el agua, en la que se produce una transferencia protónica.

Cualquier sal que se disuelva en agua lo hace para formar iones de cargas opuestas que están hidratados. A la posterior reacción de los iones con el agua se denomina hidrólisis y para este proceso se consideran por separado la reacción del catión y la del anión.

Existen 2 tipos de iones:

- Un anión (ión negativo) ⇒ que sea una base conjugada de un ácido débil.
- Un catión (ión positivo) ⇒ que sea un ácido conjugado de una base débil.

Base conjugada de un ácido débil

Es el ión producido por transferencia de un protón del ácido al agua.

$$HA + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{base conjugada}}{A^-} + H_3O^+ \quad \ldots (I)$$

Ejemplo:

Cl^- base conjugada de HCl

CH_3COO^- base conjugada de CH_3COOH

Reacción hidrólisis; el anión (la base conjugada) reacciona con el agua. La disolución se transforma en básica.

$$(Kb) \rightarrow A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^- \quad \ldots (II)$$

Se transfiere en protón desde el H_2O a la base.

De (I): $Ka = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$

De (II): $Kb = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} \rightarrow$ [Reacción de una base (el ión A^-) con el H_2O.]

Multiplicando: $(Ka)(Kb) = \underbrace{[H_3O^+][OH^-]}_{Kw}$

$(Ka)(Kb) = Kw$

$$\boxed{Kb = \frac{Kw}{Ka}}$$

Ka: cte. [HA]

Kb: cte. $[A^-]$

La hidrólisis de la base A^- es inversamente proporcional a la fuerza de su ácido conjugado HA.

Ácido conjugado de una base débil

I. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{ácido conjugado}}{NH_4^+} + OH^-$

$$Kb_{NH_3} = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

Ejemplo:

Sal de amonio NH_4Cl este proporciona iones, amonio por disociación completa (se ignora el ión de carga contraria Cl).

Hidrólisis del ácido conjugado produce una disolución ácida:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

Utilizando abreviatura de H^+ para el protón del H_2O.

II. $NH_4^+ \rightleftharpoons NH_3 + H^+$ ...

Presentando Ka: cte.
equilibrio para este ácido.

$$Ka = \frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]};$$

De ec. **(I)**: $Kb = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$

$(Ka)(Kb) = Kw = [H^+][OH^-]$

$$\boxed{Ka = \frac{Kw}{Kb}}$$

Kb: cte. $[NH_3]$
Ka: cte. $[NH_4^+]$

Ejemplos:

1. Calcular el pH de la disolución NaAc con 0,100M (Ac es el ión acetato: CH_3COO^-).
Kw: 10^{-14} ∧ Ka:$1,8 \times 10^{-5}$ (CH_3COOH)

Resolución:

En la disolución de NaAc ($Na^+ + Ac^-$) se puede despreciar la hidrólisis del Na^+ porque es muy fuerte su base conjugada (NaOH)

La reacción determinante del pH es:

	$Ac^- + H_2O \rightleftharpoons$	$HAc + OH^-$	
Iniciales	0,1	0	0
Disocian	x	x	x
Equilibrio	0,1 − x	x	x

De NaCN: $[NaAc] = [Ac^-] = 0,1M$
Ac^- (base):

$$Kb = \frac{Kw}{Ka} = \frac{[HAc][OH^-]}{[Ac^-]}$$

$$Kb = \frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = \frac{x(x)}{(0,1 - x)}$$

$$\frac{x^2}{0,1 - x} = 5,6 \times 10^{-10} \Rightarrow x = 7,5 \times 10^{-6}$$

desprecia

$$[OH^-] = 7,5 \times 10^{-6} \frac{mol}{L}$$

$pOH = -\log[OH^-] = -\log(7,5 \times 10^{-6})$
$pOH = 5,13$
$pH = 14 - pOH \quad \therefore pH = 8,87$

2. Calcular el pH de la disolución NH_4Cl con 0,20M (Ac es el ión acetato: CH_3COO^-). $Kb(NH_3)$: $1,8 \times 10^{-5}$ ∧ $Kw(H_2O)$: $1,0 \times 10^{-14}$

Resolución:

$$NH_4Cl_{ac} \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$$
$$0,2M \qquad 0,2M$$

No se toma en cuenta los iones (Cl^-)

Se hidroliza $NH_4^+ = 0,2M$

	$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons$	$NH_{3(ac)} + H^+$	
Iniciales	0.2	0	0
Disociado	x	x	x
Equilibrio	0.2 − x	x	x

Como: $[NH_4^+]$ catión: Ka

$$Ka = \frac{[NH_3]_{(ac)}[H^+]}{[NH_4^+]} = \frac{(x)(x)}{(0,2 - x)}$$

$$Ka = \frac{Kw}{Kb_{NH_3}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

$$\frac{x^2}{0,2 - \underset{0}{x}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

$x = 1,05 \times 10^{-5}$

$$x = [H^+] = 1,05 \times 10^{-5} \frac{mol}{L}$$

$pH = -\log[H^+]$
$pH = -\log(1,05 \times 10^{-5}) \quad \therefore pH = 4,98$

Constantes de disociación de ácidos (≈ 25 °C)

Ácido	Ka
Acético CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$
Benzoico C_6H_5COOH	$6,4 \times 10^{-5}$
Cloroacético $CH_2ClCOOH$	$1,4 \times 10^{-3}$
Fórmico $HCOOH$	$1,8 \times 10^{-4}$
Hidrazónico HN_3	$1,9 \times 10^{-5}$
Cianhídrico HCN	$4,9 \times 10^{-10}$
Fluorhídrico HF	$6,7 \times 10^{-4}$
Yódico HIO_3	0,17
Nitroso HNO_2	$4,5 \times 10^{-4}$
Propiónico C_2H_5COOH	$1,3 \times 10^{-5}$

Constantes de ionización de bases (≈ 25 °C)

Base	Kb
Amoníaco NH_3	$1,8 \times 10^{-5}$
Anilina $C_6H_5NH_2$	$4,0 \times 10^{-10}$
Etilamina $C_2H_5NH_2$	$4,3 \times 10^{-4}$
Hidracina N_2H_4	$1,3 \times 10^{-6}$
Piridina C_5H_5N	$1,7 \times 10^{-9}$
Trietilamina $(C_2H_5)_3N$	$5,3 \times 10^{-4}$

Ejemplos:

1. Calcular el pH y el % de hidrólisis en la disolución del formiato de sodio 0,6M.
$Ka(HCOOH) = 1,8 \times 10^{-4}$ (% hidrólisis) $\times 10^4$
$Kw = 1,0 \times 10^{-14} = K_{H_2O}$

Resolución:

Formiato de sodio: HCOONa 0,6M

Se ioniza $[HCOO^-] = 0,6$ inicial

$[Na^+] \longrightarrow$ no se toma en cuenta

Hidrólisis: x mol/L

	$HCOO^- + H_2O \rightleftharpoons HCOOH + OH^-$		
Iniciales	0,6	0	0
Hidroliza	x	x	x
Equilibrio	0,6 − x	x	x

Se halla Kb (base): forma (OH^-)

CH_3COO^-

$$Kb = \frac{[HCOOH][OH^-]}{[HCOO^-]} = \frac{x^2}{0,6 - \underset{0}{x}} \quad ...(1)$$

$$Kb = \frac{Kw}{Ka} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-14}} \Rightarrow Kb = 5,5 \times 10^{-11}$$

En **(1)**: $5,5 \times 10^{-11} = \frac{x^2}{0,6}$

$$x = [OH^-] = 5,8 \times 10^{-6} \frac{mol}{L}$$

$pOH = -\log[OH^-]$

$pOH = -\log(5,8 \times 10^{-6}) \Rightarrow pOH = 5.24$

$pH = 14 - pOH$

$pH = 14 - 5,24 \quad \therefore pH = 8,76$

% Hidrólisis:

$$\alpha = \frac{\text{moles hidrolizados}}{\text{moles iniciales}}$$

$$\alpha = \frac{5,8 \times 10^{-6}}{0,6} \Rightarrow \alpha = 9,7 \times 10^{-4}\%$$

$(\%\ \text{hidrolisis}) \times 10^{-4} \Rightarrow 9,7$

2. Calcular el pH de la hidrólisis de la siguiente solución de cloruro de etil amonio $(C_2H_5NH_3^+Cl^-)$ 0,55M.

$Kb = 4.3 \times 10^{-4}$ $(C_2H_5NH_2)$ (etilamina)

Resolución:

Cloruro de etil amonio:

$C_2H_5NH_3^+Cl^-$ 0,55M

Se ioniza $[C_2H_5NH_3^+] = 0,55M$

(Cl^-) no se toma en cuenta.

Hidrólisis: $x\ \frac{mol}{L}$

	$C_2H_5NH_3^+ + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5NH_2 + H_3O^+$		
Inicial	0,55	0	0
Hidroliza	x	x	x
Equilibrio	0,55 − x	x	x

$$Ka = \frac{[C_2H_5NH_2][H_3O^+]}{[C_2H_5NH_3^+]} = \frac{(x)(x)}{(0,55 - \underset{0}{x})} = \frac{x^2}{0,55}$$

$$Ka = \frac{Kw}{Kb} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{4,3 \times 10^{-4}} = 2,32 \times 10^{-11}$$

$2,32 \times 10^{-11} = \frac{x^2}{0,55} \Rightarrow x = 3,6 \times 10^{-6}$

$x = [H_3O^+] = 3,6 \times 10^{-6}M$

$pH = -\log[H^+] = -\log(3.6 \times 10^{-6})$

$pH = 5,4$

◀ SOLUCIÓN REGULADORA

Amoriguadora, buffer o tampón

Una solución o disolución reguladora es una mezcla de una disolución de un ácido débil con una de sus sales, o una mezcla de una disolución de una base débil con una de sus sales y se denominarán disoluciones reguladoras ácidas o disoluciones reguladoras básicas, respectivamente.

Ejemplo:

HAc / NaAc

NH_3 / NH_4Cl

Se caracteriza porque mantiene el pH dentro de límites bien estrechos, aunque se le adicione ácidos, bases u otros electrolitros.

Ejemplo:

0,1 mol HAc (ácido acético) ... (1)

0,1 mol NaAc (acetato de sodio) ... (2)

En 1 l de H_2O:

De (2): $\underbrace{NaAc}_{\text{Sal iónica}} \longrightarrow Ac^- + Na^+$ Se disocia completamente

$Na^+ \longrightarrow$ no participa

Se halla la $[Ac^-]$

De (1): $HAc \longrightarrow Ac^- + H^+$ disociación parcial

La presencia de Ac^- en NaAc impide que se ionice por completo el ácido acético.

Solo se determina la concentración del ácido acético.

De ecuación (1):

$$Ka = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]}$$

$$[H^+] = Ka\frac{[HAc]}{[Ac^-]} \quad ...(I)$$

$[HAc]$ y $[Ac^-]$ vienen determinadas por las concentraciones que se han preparado en disolución.

Tomando logaritmos ambos miembros.

Ecuación (I):

$$\log(H^+) = \log Ka + \log\frac{[HAc]}{[Ac^-]}$$

Cambiando de signo (−)

Ácido: $pH = pKa + \log\frac{[Ac^-]}{[HAc]}$

En forma más general:

$$\boxed{pH = pKa + \log\frac{[sal]}{[ácido]}} \quad (\sigma)$$

Base: similar OH^-, Kb

$$\boxed{pOH = pKb + \log\frac{[sal]}{[base]}} \quad (\phi)$$

Ejemplos:

1. ¿Cuál es el pH de una solución 0,2M de ácido nitroso HNO_2 y 0,05M de nitrito de sodio?

   Ka: $4,5 \times 10^{-4}$ (HNO_2) $\left(\begin{array}{l}\log 3 = 0,48\\ \log 5 = 0,7\end{array}\right)$

   Resolución:

   ácido : $[HNO_2] = 0,2M$

   sal: $[NO_2^-] = 0,05$ (nitrito de sodio)

   $pKa = -\log Ka = -\log(4,5 \times 10^{-4})$

   $pKa = 3,35$

   Aplicando ecuación (σ):

   $$pH = pKa + \log\frac{[sal]}{[ácido]} = pKa + \log\frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

   Reemplazando:

   $$pH = 3,35 + \log\left(\frac{0,05}{0,20}\right) \quad \therefore\ pH = 2,75$$

2. Calcular el PH una disolución que es 0,03M en $NH_{3(ac)}$ y 0,07M en NH_4NO_3.

   $Kb = 1,8 \times 10^{-5}$ para $NH_{3(ac)}$ ($\log 2 = 0,3$; $\log 7 = 0,84$; $\log 3 = 0,47$)

   Resolución:

   $[NH_3]$ = base

   $[NH_4^+] = 0,07$ originado por disociación NH_4NO_3

   $[NH_3] = 0,03$

   $pKb = -\log(1,8 \times 10^{-5}) = 4,74$

   De ecuación ϕ:

   $$pOH = pKb + \log\frac{[sal]}{[base]} = pKb + \log\frac{[NH_4^+]}{[NH_{3(ac)}]}$$

   $$pOH = 4,74 + \log\frac{0,07}{0,03}$$

   $pOH = 5,11$; $pH = 14 - pOH$

   $\Rightarrow pH = 14 - 5,11 \quad \therefore\ pH = 8,89$

3. Una disolución es 0,200M en ácido acético y 0,2000M en acetato de sodio. ¿Cuál es su pH? ¿Qué cambio de pH se produce al añadir a 1 litro de esta disolución 0.050 moles de:

   (a) HCl (b) NaOH

   Ignórese los cambios de volumen.

   $Ka = 1,8 \times 10^{-5} (CH_3COOH)$

   Resolución:

   $[HOOC_2H_5] = [HAc] = 0,2M$ (inicial)

   $[NaAc] = [Ac^-] = 0,2M$ (inicial)

   $pKa = 4,74$ ... calculando problemas anteriores.

   Cálculo de pH ecuación (σ):

   $$pH = PKa + \log\frac{[Ac^-]}{[HAc]} \quad \ldots(1)$$

   $$pH = 4,74 + \log\frac{0,200}{0,200} \Rightarrow pH = 4,74$$

   a. Cuando se añaden $0,05\frac{mol}{L}$ HCl reaccionan completamente con el ion acetato (Ac^-) formando ácido acético:

	HCl	+ Ac	⇌ HAc	+ Cl
Inicialmente	0,55	0,20	0,20	
Rxn	0,55	0,05	0,05	
Equilibrio	0	0,15	0,25	

   $[HAc] = 0,25$; $[Ac^-] = 0,15$

   Reemplazando en la ecuación (1):

   $$pH = 4,74 + \log\frac{0,15}{0,25} \Rightarrow pH = 4,52$$

   El pH ha disminuido en 0,22 unidades.

   b. Cuando se añaden $0,05\frac{mol}{L}$ de NaOH se desarrolla el proceso contrario. Se reduce $[HAc]$ y aumenta $[Ac^-]$.

	HAc + NaOH	⇌ Ac^-	+ Na^+	+ H_2O
Inicio	0.2	0,05	0,2	
Rxn	0,55	0,05	0,05	
Equilibrio	0,15	0	0,25	

   $[HAc] = 0,15$; $[Ac^-] = 0,25$

   $$pH = pKa + \log\frac{[Ac^-]}{[HAc]} = 4,74 + \log\frac{0,25}{0,15}$$

   $\therefore\ pH = 4,96$

   El pH cambia en 0,22 unidades, pero en sentido contrario.

4. Utilizando ácido acético y acetato de sodio. Se prepara una solución reguladora con un pH = 5,00. pKa = 4,74. Hallar la $[Ac^-]$ y $[HAc]$

   Resolución:

   $[Ac^-] = [CH_3COO^-]$

   $[HAc] = [CH_3COOH]$

   $pH = 5$

   Aplicando σ:

   $$pH = pKa + \log\frac{[Ac^-]}{[HAc]} \Rightarrow 5 = 4,74 + \log\frac{[Ac^-]}{[HAc]}$$

   $$\log\frac{[Ac^-]}{[HAc]} = 0,26 \Rightarrow 10^{0,26} = \frac{[Ac^-]}{[HAc]}$$

   $$\frac{[Ac^-]}{[HAc]} = 1,82 \quad \therefore\ [HAc] = 1,0M$$

   $[Ac^-] = 1,82M$ (acetato de sodio)

5. El pH de la solución que resulta de mezclar 10 mL de NaOH 1M, con 10 mL de CH_3COOH 1M está comprendido entre los siguientes valores:

   Datos: $K_{H_2O} = 1,0 \times 10^{-14}$

   $K_{CH_3COOH} = 1,8 \times 10^{-5}$

   Resolución:

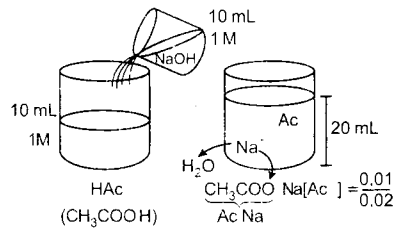
   n.° moles = MV

$$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow \underbrace{CH_3COONa}_{\text{acetato de sodio}} + H_2O$$

0,01 L, 1M | 0,01 L, 1M

n.° moles 0.01 | 0.01 | 0.01 moles

Se tiene una disolución de Acetato de sodio: ya que Ac^- es una base débil: debe producirse la hidrólisis. Por lo que la disolución no será neutra.



$Kb = \frac{K_{H_2O}}{Ka}$	Ac + H_2O ⇌ AcH + OH^-		
Inicio	0,5	0	0
Hidroliza	x	x	x
Equilibrio	0,5 − x	x	x

$$[Ac^-]\ \text{inicial} = \frac{0,01}{0,02} = 0,5\ \text{molar}$$

$$Kb = \frac{[HAc][OH^-]}{[Ac^-]} = \frac{(x)(x)}{0,5 - x} \qquad \ldots (1)$$

$$\text{Pero: } Kb = \frac{K_{H_2O}}{Ka} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} \Rightarrow Kb = 5,5 \times 10^{-10}$$

$$\text{En (1): } 5,5 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0,5 - x} \Rightarrow x = 1,67 \times 10^{-5}$$

$$x = [OH^-] = 1,67 \times 10^{-5}\ \frac{mol}{L}$$

$$p(OH) = -\log[OH^-] = -\log(1,67 \times 10^{-5})$$

$$p(OH) = 4,78 \text{ de } pH + pOH = 14 \quad \therefore pH = 9,22$$

Nota

Un ácido débil solo se ioniza ligeramente en agua, pero reacciona cuantitativamente con la base fuerte (OH^-) que se añade.

Una base débil solo se ioniza ligeramente en agua pero reacciona cuantitativamente con el ácido fuerte (H^+) que se añade.

PROBLEMAS RESUELTOS

1. El ácido nitroso es un ácido débil que en disolución acuosa presenta el equilibrio:

$$HNO_{2(ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(ac)} + NO^-_{2(ac)}$$

Pruebas experimentales, a 25 °C, mostraron que en una solución 1,0 molar el HNO_2 se disociaba en 2,12%. Determinar el valor de la constante de acidez, Ka, de este ácido.

Resolución:

El ácido nitroso (HNO_2) es un ácido débil monoprotico; para una solución acuosa de 1 molar se tiene el equilibrio:

$$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO^-_2$$

Donde el % de disociación (%α) es 2,12%.

sabemos: para molaridad 1

$$\%\alpha = \sqrt{Ka}\,(100)$$

$$\therefore Ka = \left(\frac{\alpha}{100}\right)^2 = \left(\frac{2,12}{100}\right)^2 \Rightarrow Ka = 4,5 \times 10^{-4}$$

2. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es verdadera?

I. Un ácido y su base conjugada reaccionan para formar sal y agua.

II. El H_2O es ácido fuerte comparada con el H_3O^+

III. La base conjugada de un ácido débil es una base fuerte.

IV. La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.

V. Una base y su ácido conjugado reaccionan para formar una disolución neutra.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Incorrecto**
Las sales se producen por reacción entre un ácido y uno base (hidróxido), el cual no es conjugado del ácido.

II. **Incorrecto**
El H_2O es un ácido débil y una base débil, por lo que su conjugado: H_3O^+ o OH^- es fuerte.

III. **Correcto**
De acuerdo a la teoría de Bronsted-Lowry:

$$\underset{\text{(ácido débil)}}{HA} \rightleftharpoons \underset{\text{(base fuerte)}}{B} + H^+$$

IV. **Incorrecto**
se cumple:

$$\underset{\text{(ácido fuerte)}}{HA} \longrightarrow \underset{\text{(base débil)}}{B} + H^+$$

V. **Incorrecto**
La mezcla de una base o ácido y su conjugado produce una solución buffer o tampón que es una solución reguladora del pH.

Por lo tanto, es correcto solo la alternativa III.

3. El ácido fórmico se ioniza mediante:
$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCOO^-$ donde $Ka = 1,8 \times 10^{-4}$
Hallar el valor de K_b del ion formato ($HCOO^-$) si su ionización es:

$HCOO^- + H_2O \rightleftharpoons HCOOH + OH^-$

Dato: $Kw = 1 \times 10^{-14}$ a 25 °C

Resolución:

Se cumple en todo ácido o base débil y su respectivo conjugado:

$$KaKb = Kw = 10^{-14}$$

Para el ácido fórmico (HCOOH)
$HCOOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCOO^-$
$Ka = 1,8 \times 10^{-4}$

Su conjugado: $HCOO^-$, reacciona con el agua:
$HCOO^- + H_2O \rightleftharpoons HCOOH + OH^-$
$KaKb = 10^{-14}$
$(1,8 \times 10^{-4})Kb = 10^{-14}$
$\therefore Kb = 5,5 \times 10^{-11}$

4. Señalar la fuerza relativa, en orden creciente, de las bases conjugadas de los siguientes ácidos.

	Ka	Base conjugada
I. HF	$7,2 \times 10^{-4}$	F^-
II. CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$	CH_3COO^-
III. HCOOH	$1,77 \times 10^{-4}$	$HCOO^-$
IV. HCN	$7,2 \times 10^{-10}$	CN^-

Resolución:

Sabemos que de acuerdo a la teoría ácido-base de Bronsted-Lowry se cumple.

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$
(ácido débil) (base fuerte)

Ácido	Ka	Base conju.
HF	$7,2 \times 10^{-4}$	F^-
CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$	CH_3COO^-
HCOOH	$1,77 \times 10^{-4}$	$HCOO^-$
HCN	$7,2 \times 10^{-10}$	CN^-

Por lo tanto, podemos concluir:
Fuerza ácida: IV < II < III < I
Fuerza básica: I < III < II < IV

5. Señalar cuál de los siguientes ácidos es más fuerte:

I. CH_3COOH $Ka = 1,8 \times 10^{-5}$
II. C_6H_5COOH $Ka = 6,5 \times 10^{-5}$
III. HCN $Ka = 4,9 \times 10^{-10}$
IV. HClO $Ka = 3 \times 10^{-8}$
V. HF $Ka = 6,8 \times 10^{-4}$

Resolución:

La fuerza de los ácidos depende de su grado de disociación lo cual determina su constante de acidez (Ka), por lo que se cumple:
Fuerza ácida (dp) Ka

Ácidos	Ka
CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$
C_6H_5COOH	$6,5 \times 10^{-5}$
HCN	$4,9 \times 10^{-10}$
HClO	3×10^{-8}
HF	$6,8 \times 10^{-4}$

Se observa que el HF posee mayor Ka, por lo que su fuerza acción es mayor.

6. Señalar cuales sustancias figuran con sus bases conjugadas correctas:

Sustancia	Base conjugada
I. HCN	CN^-
II. HF	F^-
III. HS	H_2S
IV. HSO_4^-	H_2SO_4

Resolución:

Para encontrar la base conjugada de una sustancia esta debe actuar como ácido (donador de H^+)

I. $HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$
II. $HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$
III. $HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{-2}$
IV. $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{-2}$
bases conjugadas

Por lo tanto, las bases conjugadas correctas son I y II.

7. Calcular los gramos de hidróxido de sodio necesarios para obtener 250 mL de una disolución con pH igual a 10.

$$NaOH_{(ac)} \longrightarrow Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

Dato: PA (Na = 23; O = 16; H = 1)

Resolución:

Se desea preparar una solución acuosa de NOOH (M = 40), donde:

V = 250 mL = 0,25 L pH = 10
pOH = 4 $[OH^-] = 10^{-4}$M

Disociación del NaOH en H_2O:
$NaCH_{(ac)} \longrightarrow Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$

Se observa que: $[NaOH] = [OH^-] = 10^{-4}$M
n.° $moles_{NaOH} = MV = 10^{-4}(0.25)$
n.° moles $= 2,5 \times 10^{-5}$
$m = (2,5 \times 10^{-5})(40)$ $\therefore m = 0,001$ g

8. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Según la fuerza ácida: $HClO_4 > HBrO_4 > HIO_4$
II. Según la fuerza ácida: HF > HCl > HBr > HI
III. Un ácido débil es aquel que está ionizado parcialmente en solución acuosa.

Resolución:

Respecto a las afirmaciones.

I. **Verdadero**
La fuerza ácida para los oxácidos de no metales de un grupo (igual EO) es el inverso al radio atómico del no metal:
(VIIA) radio: Cl < Br < I

Acidez: $HClO_4 > HBrO_4 > HIO_4$

II. **Falso**
En los halogenuros, la fuerza ácida es inversa a la electronegatividad del halógeno:
En: F > Cl > Br > I
Acidez: HF < HCl < HBr < HI

III. **Verdadero**
Se denominan ácidos débiles a aquellos que no se disocian al 100% en agua.

9. El $NH_{3(g)}$ se disuelve en agua formando el amoníaco acuoso $NH_{3(ac)}$. ¿Cuál será su Kb si inicialmente la concentración del NH_3 es 0,1M y su porcentaje de ionización es del 1%?

Resolución:

El porcentaje de ionización (%α), de una base débil como el NH_3, se determina según:

$$\boxed{\%\alpha = \frac{\sqrt{KbC_o}}{C_o}(100)}$$

Donde:
C_o: Concentración inicial.
Para el amoniaco acuoso 0,1M y 1% ionizado:

$$1 = \frac{\sqrt{Kb(0,1)}}{0,1}(100) \quad \therefore Kb = 10^{-5}$$

10. Determinar el pOH de una solución de un ácido débil monoprótico cuya constante de acidez es $Ka = 10^{-5}$ y su concentración inicial es 0,1M.

Resolución:

Para un ácido débil monoprótico, su pH se determina según:

$pH = -\log[H^+]$; $[H^+] = \sqrt{KaC_o}$
Datos: C_a: 0,1M; $Ka = 10^{-5}$
$\Rightarrow [H^+] = \sqrt{10^{-5}(0,1)} = 10^{-3}M$
$pH = -\log 10^{-3} = 3 \quad \therefore pOH = 11$

11. Disponemos de dos matrices A y B que contienen sendas disoluciones acuosas. El primero, 50 mL de HNO_3 0,1M y el segundo, 50 mL de HCN 0,1M. Calcular el pH en cada una de las disoluciones.
$Ka[HCN] = 4,9 \times 10^{-1}$; $\log(7) = 0,845$

Resolución:

Se dispone de dos soluciones ácidas, donde se desea medir el pH.
$pH = -\log[H^+]$

I. HNO_3; M = 0,1 (ácido fuerte)
$\therefore [HNO_3] = [H^+] = 0,1M$
$pH = -\log 0,1 \Rightarrow pH = 1$

II. HCN; M = 0,1 (ácido débil)
$Kc = 4,9 \times 10^{-10}$
$[H^+] = \sqrt{KaC_o}$
$[H^+] = \sqrt{4,9 \times 10^{-10}(0,1)} = 7 \times 10^{-6}$
$pH = -\log(7 \times 10^{-6}) \quad \therefore H = 5,15$

12. Indicar como verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. $Kw = 10^{-14}$ a 25 °C
II. $(Ka)(Kb) = 10^{-14}$
III. A 25 °C si $[OH^-] = 10^{-7}M$
Entonces $Kw = 10^{-14}$

Resolución:

De acuerdo a las afirmaciones:

I. **Verdadero**
La autoionización del H_2O produce el siguiente equilibrio:

$$H_2O \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + CH_{(ac)}$$

Donde a 25 °C:
$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}M$
$Kw = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

II. **Verdadero**
Para un ácido o base y su respectivo conjugado se cumple a 25 °C

$$\boxed{(Kb)(Ka) = Kw = 10^{-14}}$$

III. **Verdadero**
Si a 25 °C, se tiene:
$[OH^-] = 10^{-7}M \quad \therefore [H^+] = 10^{-7}M \wedge Kw = 10^{-14}$

13. Determinar la constante de ionización [Ka] para un ácido débil monoprótico, si para una solución 0,5M se verifica un grado de ionización del 0,32%.

Resolución:

Para una solución acuosa 0,5M de un ácido débil monoprotico, su porcentaje de ionización es de 0,32% por lo que su constante de acidez (Ka) es:

$$\%\alpha = \frac{\sqrt{KaC_o}}{C_o}(100) \Rightarrow 0,32 = \frac{\sqrt{Ka(0,5)}}{0,5}(100)$$

$\therefore Ka = 5,12 \times 10^{-6}M$

14. En la etiqueta de una botella de vinagre comercial se indica que la acidez es de 5%, es decir, que contiene un porcentaje en masa de ácido acético (CH_3COOH). Para comprobar si es cierto, se va a realizar una valoración ácido base utilizando NaOH 0,1M.
Si para valorar 5 mL de vinagre se consumen 33 mL de hidróxido de sodio, ¿es cierto lo que dice la etiqueta y cuál será la molaridad en la solución ácida?

PA (C = 12; H = 1; O = 16)

Densidad del vinagre = $1\ \frac{g}{mL}$

Resolución:

Se tiene una muestra de vinagre de 5 mL (D = 1 g/mL) cuya etiqueta dice que posee 5% en masa de ácido acético CH_3COOH ($\overline{M}$ = 60), por lo que su molaridad lo hallamos de:

$$M = \frac{10D_{sol.}\%m}{\overline{M}} \Rightarrow M = \frac{10(1)(5)}{60}$$

$M = 0{,}83 = N(\theta = 1)$

Para comprobar dicha muestra se neutraliza con NaCH 33 mL M = N = 0,1

$\boxed{(NV)_{NaCH} = (NV)_{CH_3COOH}}$

$0{,}1(33) = N(5) \quad \therefore N = 0{,}66 = M$

15. Determinar el pH resultante de adicionar 10 mL de HNO_3 0,1M sobre 20 mL de KOH 0,1M. (log3 = 0,48)

Resolución:

Se mezclan las muestras siguientes:

I. HNO_3 $M = N = 0{,}1$ $V = 10^{-2}$ L
n.° $moles_{H^+} = NV = 0{,}1 \times 10^{-2} = 10^{-3}$

II. KOH $M = N = 0{,}1$ $V = 2 \times 10^{-2}$ L
n.° $moles_{OH^-} = NV = 0{,}1(2 \times 10^{-2})$
n.° $moles_{OH^-} = 2 \times 10^{-3}$

Se observa que hay un exceso de iones OH^- de 10^{-3} moles en un volumen total de 3×10^{-2} L

$$\therefore [OH^-] = \frac{10^{-3}}{(3 \times 10^{-2})} = 0{,}033M$$

$pOH = -\log 0{,}033 = 1{,}48 \quad \therefore pH = 12{,}52$

16. Determinar la concentración molar de una solución de $Ba(OH)_2$ cuyo pH es 12,3.

Resolución:

Se tiene una solución acuosa de $Ba(CH)_2$ el cual es una base fuerte, ya que:

$$Ba(OH)_{2(ac)} \rightarrow 2CH^-_{(ac)} + Ba^{+2}_{(ac)}$$

$pH = 12{,}3 \quad \therefore pOH = 1{,}7$
$[OH^-] = 10^{-1,7}\ M = 2 \times 10^{-2}$

De la reacción se observa:
$[OH]^- = 2[Ba(OH)_2]$

$\therefore Ba(OH)_2 = 10^{-2}M = 0{,}01M$

17. Determinar la masa (en g) de hidróxido de sodio puro necesaria para neutralizar 400 mL de ácido perclórico 2N.

PA (Cl = 35,5; Na = 23)

Resolución:

Se desea neutralizar al ácido perclórico ($HClO_4$) cuyo volumen es 400 mL (0,4 L) y N = 2, con:

NaOH($\overline{M}$ = 40) puro, donde:

$$PE = \frac{\overline{M}}{n.°OH^-} = \frac{40}{1} = 40$$

Se cumple: n.° Eq – $g_{NaOH} = (NV)_{HClO_4}$

$$\frac{m}{\underbrace{PE}_{40}} = 2(0{,}4) \quad \therefore M = 32\ g\ NaOH$$

18. Complete la tabla siguiente calculando las cantidades que faltan e indicando si la solución es ácida o básica.

$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH	Ácida o básica
$2{,}5 \times 10^{-4}$				
	$6{,}9 \times 10^{-8}$			
		3,2		
			5,7	

Resolución:

De acuerdo a las relaciones:

- $\boxed{pH = -\log[H^+]}$, $\boxed{pOH = -\log[OH^-]}$
- $\boxed{[H^+] = 10^{-PH}}$, $\boxed{[OH^-] = 10^{-POH}}$
- $\boxed{pH + pOH = 14}$ $\left.\begin{matrix} pH < 7 \\ pOH > 7 \end{matrix}\right\}$ ácida $\left.\begin{matrix} pH > 7 \\ pOH < 7 \end{matrix}\right\}$ básica

Datos del problema:

$[H^+]$	$[OH^-]$	PH	POH	Ácido o base
$2{,}5 \times 10^{-4}$				
	$6{,}9 \times 10^{-8}$			
		3,2		
			5,7	

Completando valores

$[H^+]$	$[OH^-]$	PH	POH	Ácido o base
	4×10^{-11}	3,6	10,4	ácido
$1{,}4 \times 10^{-7}$		6,8	7,2	ácido
$6{,}3 \times 10^{-4}$	$1{,}6 \times 10^{-11}$		10,8	ácido
5×10^{-9}	2×10^{-6}	8,3		ácido

19. Calcule el pH de una solución 0,2M de HCN

$HCN_{(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + CN^-_{(ac)}$;

$Ka = 4{,}9 \times 10^{-10}$

Dato:
log(9,9) = 0,99

Resolución:

Una solución acuosa de HCl de concentración (Co) 0,2 se disocia parcialmente según:

$HCN_{(ac)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + CN^-_{(ac)}$

$Ka = 4,9 \times 10^{-10}$

Sabemos:

$$[H^+] = \sqrt{KaCo}$$

$[H^+] = \sqrt{4,9 \times 10^{-10}(0,2)}$

$[H^+] = 9,89 \times 10^{-6}$

$\Rightarrow pH = -\log(9,89 \times 10^{-6}) \quad \therefore pH = 5$

20. ¿Cuál es la base conjugada de cada uno de los ácidos siguientes: $HClO_4$; H_2S; PH_4^+; HCO_3^- respectivamente?

Resolución:

Para identificar a las bases conjugadas, de ciertas especies como:

$HClO_4$, H_2S, PH_4^+ y HCO_3^-

Estos deben actuar como ácidos según Brönsted y Lowry:

$$HA \rightleftharpoons A^- + H^+$$

(Ácido) (Base conjugada)

Luego:

$HClO_4 \longrightarrow H^+ + ClO_4^-$

$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$

$PH_4^+ \rightleftharpoons H^+ + PH_3$

$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{-2}$

Bases conjugadas

21. ¿En cuál o cuáles de las siguientes reacciones, el agua actúa como una base?

I. $H_2O + NH_3 \rightleftharpoons NH_4 + OH^-$

II. $H_2O + H_3PO_4 \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2PO_4$

III. $H_2O + HSO_4^- \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^=$

IV. $H_2O + CN^- \rightleftharpoons HCN + OH^-$

V. $H_2O + CH_3COO^- \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$

Resolución:

De acuerdo a la Teoría de Brönsted-Lowry

Ácido ⟶ Dona protón (H^+)
Base ⟶ Acepta protón (H^+)

Además, el agua actúa como base si acepta un ión hidrógeno (H^+), luego se transforma en ión hidronio (H_3O^+).

$H^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+$

Esto ocurre en las reacciones II y III

22. Indique cuál de los ácidos siguientes presenta su base conjugada con la menor fuerza relativa que los demás:

Ácido	H_2O_2	HON_2	HClO	HCN	C_6H_5OH
Ka	$2,4\times10^{-2}$	$4,5\times10^{-4}$	$3,5\times10^{-8}$	$4,0\times10^{-10}$	$1,3\times10^{-10}$

Resolución:

Se sabe que de acuerdo a la teoría de Brönsted y Lowry:

"El ácido de mayor fuerza ácida produce la base conjugada más débil":

Los ácidos

H_2O_2 $\quad Ka = 2,4 \times 10^{-12}$

HNO_2 $\quad Ka = 4,5 \times 10^{-4}$

HClO $\quad Ka = 3,5 \times 10^{-8}$

HCN $\quad Ka = 4,0 \times 10^{-10}$

C_6H_5OH $\quad Ka = 1,3 \times 10^{-10}$

Se observa que el HNO_2 es el ácido más fuerte, el cual produce la base conjugada más débil.

23. Una muestra de jugo de manzana recién extraído tiene un pH = 3,76.
Calcule $[H_3O^+]$

Resolución:

Una muestra de jugo de naranja posee:

pH = 3,76

Sabemos: $pH = -\log[H^+]$

$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,76}$

$\therefore [H^+] = 1,7 \times 10^{-4}$

24. Calcule el pH de una solución:

I. $HClO_4$ 0,04M

II. $Ca(OH)_2$ 0,01M

Datos:

Log (4) = 0,60, considere que son electrolitos fuertes.

Resolución:

Para las soluciones dadas:

I. $HClO_4$ 0,04M

$HClO_4 \longrightarrow H^+ + ClO_4^-$

(0,04M) (0,04M)

$[H^+] = 0,04M$

$\therefore pH = -\log(0,04) = 1,4$

II. $Ca(OH)_2$ 0,01M

$Ca(OH)_2 \longrightarrow 2OH^- + Ca^{+2}$

(0,01M) 2(0,01M)

$[OH^-] = 0,02M$

$pOH = -\log(0,02) = 1,7$

$\therefore pH = 12,3$

25. El hidróxido de calcio (cal apagada) es la base fuerte más barata y es la que se utiliza generalmente en las operaciones industriales en las que necesitan concentraciones altas de OH^-. Además, el $Ca(OH)_{2(s)}$ es poco soluble en agua, solo 0,16 g de

$Ca(OH)_2$ / 100 mL de disolución a 25 °C. ¿Cuál es el pH de la disolución saturada de $Ca(OH)_{2(ac)}$ a 25 °C?
log (4,4) = 0,64

Resolución:

La solubilidad del $Ca(OH)_2$ a 25 °C es:

$$\underbrace{0{,}16\text{ g } Ca(OH)_2}\text{——}\underbrace{100\text{ mL } H_2O}_{0{,}1\text{ L}}$$

$$\text{n.° moles} = \frac{m}{M} = \frac{0{,}16}{74} = 2{,}16 \times 10^{-3}$$

$$M = \frac{\text{n.°moles}}{V_{sol}} = \frac{2{,}16 \times 10^{-3}}{0{,}1}$$

$$M = 2{,}16 \times 10^{-2}$$

$$Ca(OH)_2 \longrightarrow 2OH^- + Ca^{+2}$$

$$2{,}16 \times 10^{-2} \qquad 2(2{,}16 \times 10^{-2})$$

$$[OH^-] = 4{,}32 \times 10^{-2}$$

$$POH = -\log(4{,}32 \times 10^{-2}) = 1{,}36$$

$$pH = 12{,}64$$

26. Indique si cada proposición es verdadera (V) o falsa (F) según corresponda:

I. Los ácidos y bases cambian la coloración de los pétalos de flores coloreadas.
II. La ecuación:
$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons OH^- + NH_4^+$, fue utilizada por Arrehenius para explicar el carácter básico del amoniaco acuoso.
III. Brönsted y Lowry explicaron la existencia del ion hidronio, H_3O^+, en las soluciones acuosas de ácidos.

Resolución:

I. **Verdadero**
Estos compuestos actúan como decolorantes de los tintes naturales.

II. **Falso**
De acuerdo al proceso:

$$\underset{\llcorner\!\lrcorner}{NH_3} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\llcorner\!\lrcorner}{NH_4^+} + OH^-$$

H^+

El NH_3 es aceptor del protón (H^+), por lo que es una base, según Brönsted-Lowry.

III. **Verdadero**
El agua al actuar como base forma el ion hidronio (H_3O^+) de acuerdo a la teoría de Brönsted-Lowry:

$$H_2O^+ + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$$

∴ VFV

27. De las siguientes especies: HNO_3, PO_4^{3-}, HCO_3^-, indique con verdadero (V) o falso (F) las siguientes proposiciones:

I. Todas las especies son ácidos.
II. Solo hay una base.
III. Existe una sustancia anfiprótica.

Resolución:

Para las especies:

HNO_3, PO_4^{3-}, HCO_3^-

I. **Falso**
Solo son ácidos el HNO_3 y el HCO_3^-, ya que pueden donar protones (H^+):

$$HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$$

$$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{-2}$$

II. **Falso**
Son bases el HCO_3^- y el PO_4^{-3} ya que pueden ser aceptores de protones (H^+):

$$HCO_3^- + H^+ \rightleftharpoons H_2CO_3$$

$$PO_4^{-3} + H^- \rightleftharpoons HPO_4^{-2}$$

III. **Verdadero**
Se observa que la especie HCO_3^- actúa como ácido y como base es anfipróstico

∴ FFV

28. Determine la proposición falsa (F) sobre las propiedades generales de los ácidos:

I. Los ácidos son de sabor agrio.
II. Los ácidos desplazan oxígeno de los metales activos.
III. Los ácidos desplazan dióxido de carbono de los carbonatos.
IV. Los ácidos presentan reacciones de neutralización con las bases.
V. Les aumentan el pOH del agua.

Resolución:

I. **Correcto**
Los ácidos débiles (que se pueden probar) poseen a sabor agrio; por ejemplo el ácido cítrico.

II. **Incorrecto**
Los ácidos desplazan a sus hidrógenos frente a los metales activos:

$$CHl_{(ac)} + Zn_{(s)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

III. **Correcto**
Al reaccionar frente a los carbonatos o bicarbonatos
Producen gas $CO_{2(g)}$:

$$HCl + CaCO_3 \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

IV. **Correcto**
Al contacto con las bases se neutralizan:

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

V. **Correcto**
Al agregarse al H_2O incrementa su acidez, estos disminuye su "pH" y aumenta su "pOH"

Por lo tanto, es incorrecto la alternativa II.

29. Indique como verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. $Kw = 10^{-14}$ a 25 °C
II. $KaKb = 10^{-14}$
III. A 25 °C si $[OH^-] = 10^{-7}M$

Entonces $Kw = 10^{-14}$

Resolución:

I. **Verdadero**
La autoionización del H_2O produce el siguiente equilibrio:
$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$
Donde a 25 °C:
$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}M$
$Kw = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

II. **Verdadero**
Para un ácido o base y su respectivo conjugado se cumple a 25 °C

$$\boxed{KbKa = Kw = 10^{-14}}$$

III. **Verdadero**
Si a 25 °C, se tiene:
$[OH^-] = 10^{-7}M$
$[H^+] = 10^{-7}M$
y $Kw = 10^{-14}$

∴ VVV

30. Calcule los gramos de hidróxido de sodio necesarios para obtener 250 mL de una disolución con pH igual a 10.

$$NaOH_{(ac)} \longrightarrow Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

Dato: Ar: Na = 23; O = 16; H = 1

Resolución:

Se desea preparar una solución acuosa de NaOH ($\tilde{M} = 40$), dónde:
V = 250 mL = 0,25 L
pH = 10
pOH = 4
$[OH^-] = 10^{-4}M$

Disociación del NaOH en H_2O

$NaOH_{(ac)} \longrightarrow Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$

Se observa que:
$[NaOH] = [OH^-] = 10^{-4}$

n.° $moles_{NaOH} = MV = 10^{-4}(0,25)$
n.° moles $= 2,5 \times 10^{-5}$

$m = 2,5 \times 10^{-5}(40)$
∴ m = 0,001 g

31. Señale verdadero (V) o falso (F), según corresponda acerca de las definiciones de ácidos y bases dadas por Bronsted y Arrhenius.

I. Bronsted y lowry, define una base como todo compuesto que al disolverse en agua, produce o forma iones OH^-.
II. Arrhenius define a un ácido como todo compuesto que la disolverse en agua produce iones hidronio H_3O
III. Bronsted y Lowry define a un ácido como toda una sustancia, ion o molécula capaz de donar un protón a otra especie que generalmente es el agua.

Resolución:

De acuerdo a las teorías de ácidos y bases.

I. **Falso**
Una base de acuerdo a la teoría de Bronsted y Lowry actúa como aceptor de protones (H^+).

II. **Falso**
La teoría de Arrhenius establece que todo ácido en solución acuosa produce iones (H^+).

III. **Verdadero**
Un ácido de acuerdo a la teoría de Bronsted y Lowry actúa como donador de protones (H^+); con el H_2O reacciona:
$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$
(Ácido)

∴ FFV

32. El ácido nitroso es un ácido débil que en disolución acuosa presenta el equilibrio:

$HNO_{2(ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(ac)} + NO^-_{2(ac)}$

Pruebas experimentales, a 25 °C, mostraron que en la solución 1,0 molar el HNO_2 se disociaba en 2,12%. Determine el valor de la constante de acidez, K_a, de este ácido.

Resolución:

El ácido nitroso (HNO_2) es un ácido débil monoprotico, para una solución acuosa 1 molar se tiene el equilibrio:
$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_2^-$
Donde el % de disociación (%α) es 2.12%.
Sabemos: Para molaridad 1
$\% \alpha = \sqrt{Ka}(100)$

$$\therefore Ka = Ka = \left(\frac{\alpha}{100}\right)^2 = \left(\frac{2,12}{100}\right)^2$$

$Ka = 4,6 \times 10^{-4}$

33. Cierta amina se comporta en solución acuosa como una base débil monohidroxilada. Una solución 0,04M de la amina tiene una concentración de iones OH^- igual a $10^{-4}M$. ¿Cuál es el pH de la solución y cuál es el valor de la constante de disociación K_b, respectivamente?

Resolución:

Del dato:
$[OH^-] = 10^{-4}$, se obtiene el
pOH = 4 y pH = 10
para obtener K_b (Constante de disociación), realizamos la disociación de la base débil.

$R-NH_{2(ac)} \rightleftharpoons R-NH_3^+ + OH^-$			
Inicio	0,04M	–	–
Disocia	XM	XM	XM
Equilibrio	(0,04–X)M	XM	XM

Del dato

$[OH^-]_{Eq} = 10^{-4}M = X$

La constante de disociación está relacionada por:

$$K_b = \frac{[R\text{-}NH_3^+][OH]}{[R\text{-}NH_2]} = \frac{(10^{-4})(10^{-4})}{0,04 - 10^{-4}}$$

despreciable

$$= \frac{10^{-8}}{0,04} = 2,5 \times 10^{-7}$$

34. Para cada una de las siguientes reacciones, identifique a las sustancias denotadas como: X, Y, W, Z.

I. $\underset{Z}{HClO_2} + H_2O \rightleftharpoons \underset{Y}{ClO_2^-} + H_3O^+$

II. $\underset{X}{OCl^-} + H_2O \rightleftharpoons \underset{W}{HOCl} + OH^-$

Resolución:

De acuerdo a las reacciones:

I. $HClO_2 + H_2O \rightleftharpoons ClO_2^- + H_3O^+$

(Z) Ácido (Donador de H^+) — (Y) Base conjugado

II. $OCl^- + H_2O \rightleftharpoons HOCl + OH^-$

(X) Base (Aceptor de H^-) — (W) Ácido Conjugado

Por lo tanto, las especies pedidas son:

X : Base Y : Base

W : Ácido Z : Ácido

35. Indique con verdadero (V) o falso (F) las siguientes proposiciones:

I. El ácido fosfórico, H_3PO_4, es uno de los ácidos más importantes en la industria y se le puede considerar como un ácido diprótico.

II. Los siguientes electrolitos son débiles: CH_3COOH, HCN, $C_6H_5NH_2$.

III. Si el pH de una solución es 1,2, luego se le puede considerar como un ácido débil.

Datos:

$K_a(CH_3COOH) = 1,8 \times 10^{-5}$

$K_a(HCN) = 6,2 \times 10^{-10}$

$K_a(C_6H_5NH_2) = 7,4 \times 10^{-10}$

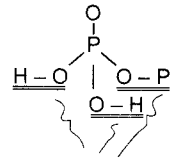
Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Falso**

El ácido fosfórico es un ácido triprótico, ya que puede liberar 3 protones (H^+):

H_3PO_4



H^+ liberables

II. **Verdadero**

Los ácidos siguientes se disocian parcialmente por lo que se consideran débiles:

CH_3COOH	$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$
HCN	$K_a = 6,2 \times 10^{-10}$
$C_6H_5NH_2$	$K_a = 7,4 \times 10^{-10}$

III. **Falso**

La medida del "pH", no determina la fuerza ácida o básica, solo el grado de acidez de la solución.

∴ FVF

36. Calcule la constante de equilibrio K, del ácido fórmico HCOOH, si una solución de dicho ácido $1,08 \times 10^{-2}$M, tiene pH de 2,88.

Dato: log1,3 = 0,12

Resolución:

Si pH = 2,88 ⇒ $[H^+] = 10^{-2,88} = 10^{0,12} \times 10^{-3}$

Si log1,3 = 0,12 ⇒ $10^{0,12} = 1,3$

⇒ $[H^{+1}] = 1,3 \times 10^{-3}M$

Para el equilibrio iónico

$HCOOH_{(ac)} \rightleftharpoons HCOO^-_{(ac)} + HCOO^{+1}_{(ac)}$

Equilibrio	$1,08 \times 10^{-2} - x$	x	x

$x = [H^{+1}] = 1,3 \times 10^{-3}$

$$K_a = \frac{[HCOO^-][H^{-1}]}{[HCOOH]}$$

$$\therefore K_a = \frac{(1,3 \times 10^{-3})^2}{(1,08 \times 10^{-2} - 1,3 \times 10^{-3})} = 1,8 \times 10^{-4}$$

37. Una disolución acuosa 0,01N de ácido monoprotónico tiene pH = 4; si se diluye la disolución a la mitad, ¿cuál sería la concentración de iones hidronio, H_3O^+, en mol/L?

Resolución:

Ácido monoprótico: HA

pH = 4 ⇒ $[H^+] = 10^{-4}$

Determinamos Ka

	HA	⇌	H^+	$+A^-$
[ ] Inicial	: 0,01		–	–
[ ] Equilibrio	: 0,01–x		x	x

$$Ka = \frac{[H^+][A^-]}{HA} = \frac{X^2}{0,01 - X} = \frac{(10^{-4})^2}{0,01}$$

$(0,01 >> X)$

Al dividirse a la mitad: $[HA] = \frac{0,01}{2} = 0,005$ mol/L

	$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3E^+ + A^-$		
[ ] Inicial	: 0,005	–	–
[ ] Equilibrio	: 0,005 – x	x	x

$$Ka = 10^{-6} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{X^2}{0,005 - X}$$

$$Ka = \frac{X^2}{0,005} (0,005 >> X)$$

$\therefore X = [H_3O^+] = 7,1 \times 10^{-5}$ mol/L

38. Según la teoría acido base Bronsted y Lowry, señale verdadero (V) o falso (F) respecto a la siguiente reacción de protolisis.

$CH_3NH_2 + CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + CH_3NH_3^+$

I. El CH_3NH_2 es un acceptor del proton (H^+)

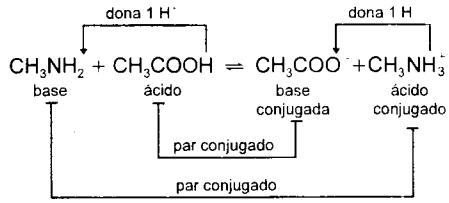
II. El ion acetato, CH_3COO^-, es la base conjugada del CH_3COOH.

III. El CH_3COOH y el $CH_3NH_3^+$ forman un par conjugado.

IV. El CH_3NH_2 dona el protón (H^+) al CH_3COOH.

Resolución:

Analizando la reacción acido-base según Bronsted-Lowry tenemos



I. **Verdadero**
El CH_3NH_2 está actuando como una base porque acepta el protón (H^+).

II. **Verdadero**
El CH_3COOH al donar un protón (H^+) se transforma en el ión acetato, CH_3COO^-

III. **Falso**
Los pares conjugados que se forman son $CH_3NH_2/CH_3NH_3^+$ y el CH_3COOH/CH_3COO^-.

IV. **Falso**
El CH_3NH_2 acepta un protón del CH_3COOH.

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2012 - I)

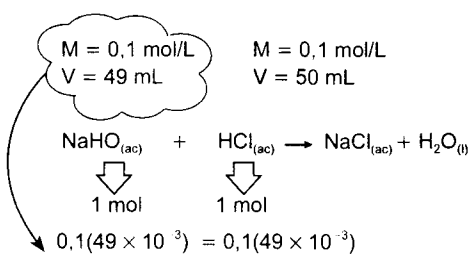
Calcule el pH después de la adición de 49 mL de solución de NaOH 0,10M a 50 mL de una solución de HCl 0,10M durante una titulación ácido-base.

$$NaOH_{(ac)} + HCl_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

A) 4 B) 3 C) 2
D) 1 E) 0

Resolución:

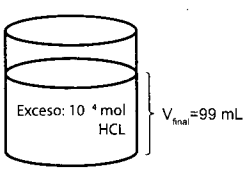
En el proceso:



..... se consume

Al final

Exceso $= 0,1(50 \times 10^{-3}) - 0,1(49 \times 10^{-3}) = 10^{-4}$ mol



$$\Rightarrow [HCl] = \frac{10^{-4}}{99 \times 10^{-3}} = 10^{-3} \frac{mol}{L}$$

Además: $HCl_{(ac)} \longrightarrow H^{1+}_{(ac)} + Cl^{1-}_{(ac)}$

1 mol → 1 mol

$\Rightarrow 10^{-3} \frac{mol}{L}$ $[H^{1+}] = 10^{-3} \frac{mol}{L}$ $\therefore$ pH = 3

Clave: B

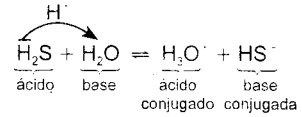
PROBLEMA 2 (UNI 2012 - I)

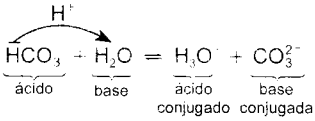
Indique las bases conjugadas de las especies químicas H_2S y HCO_3^- en solución acuosa, respectivamente.

A) S^{2-} y CO_3^- B) HS^- y CO_3^{2-} C) ^-OH y H_3O^+
D) S^{2-} y H_2CO_3 E) H_3S^+ y H_2CO_3

Resolución:

Nos piden las bases conjugadas de H_2S y HCO_3^-
Por teoría de Brönsted y Lowry





Clave: B

PROBLEMA 3 (UNI 2012 - II)

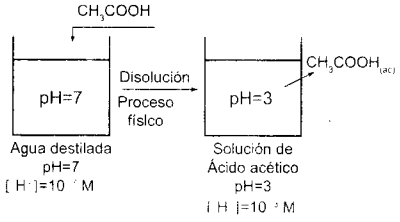
Se tiene una muestra de agua destilada (pH = 7). Se alegra una pequeña cantidad de ácido acético puro (CH_3COOH). Luego de agitar la mezcla, se comprueba que el pH disminuyó a 3. Al respecto, ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. El cambio de pH se debe a la ocurrencia de un fenómeno químico.
II. Al disminuir el pH, disminuye la concentración de iones H^+.
III. Al final, en la mezcla la concentración de iones H^+ es 0,001 mol/L.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) II y III E) I y III

Resolución:

Ácido y bases



I. **Verdadero**
Al añadirle el ácido puro y luego de agitarlo, la concentracion de estos iones aumenta a 10^{-3}M, es decir se vuelve ácida. Se trata de un fenómeno químico reversible.

II. **Falso**
La disminución del pH implica al incremento del grado de acidez de la solución.
Incrementa $[H^+]$

III. **Verdadero**
Para la solución final pH = 3
$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3}$ mol/L

Por lo tanto, son correctas I y III.

Clave: E

PROBLEMA 4 (UNI 2013 - I)

Se dice que una persona tiene "Acidez estomacal" cuando tiene exceso de iones H^+ en el estómago. Una forma de reducir temporalmente la concentración de estos iones es tomando un "antiácido". Si ninguna de las siguientes sustancias son dañinas para la salud, ¿Cuál podrían usarse como antiácido?

I. $CaCO_3$ II. $NaHCO_3$ III. $Mg(OH)_2$

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

Resolución:

El uso de antiácidos tiene como finalidad reducir el exceso de iones H^+ y las sustancias propuestas realizan dicho objetivo de las siguientes maneras:

- $CaCO_{3(s)} + 2H^+Cl^-_{(ac)} \longrightarrow CaCl_{2(ac)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$
- $NaHCO_{3(ac)} + H^+Cl^-_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$
- $Mg(OH)_{2(s)} + H^+Cl^-_{(ac)} \longrightarrow MgCl_{2(ac)} + 2H_2O_{(l)}$

Por tanto, la respuesta es I, II y III.

Clave: E

PROBLEMA 5 (UNI 2013 - I)

Si todas las ecuaciones están bien planteadas, ¿Cuál de los siguientes casos es una reacción ácido-base de acuerdo a la definición de Brönsted-Lowry?

A) $Ca^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Ca(OH)_2$
B) $CO_2 + H_2O \longrightarrow H^+ + HCO_3^-$
C) $(CH_3)_3C^+ + H_2O \longrightarrow (CH_3)_3COH_2^+$
D) $CH_3COOH + CH_3OH \longrightarrow CH_3COOCH_3 + H_2O$
E) $CH_3COOH + H_2SO_4 \longrightarrow CH_3COOH_2^+ + HSO_4^-$

Resolución:

Reacción ácido base según Brönsted-Lowry (reacciones de protolisis)

$$\underset{\text{dona}\ H^+}{\text{ácido}} + \underset{\text{acepta}\ H^+}{\text{Base}} \rightleftharpoons \underset{\text{conjugada}}{\text{Base}} + \underset{\text{conjugado}}{\text{ácido}}$$

Clave: E

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. ¿Cuántos mililitros de ácido perclórico ($HClO_4$) 0,1M se requieren para neutralizar 50 mL de NaOH 0,08M?

A) 20 B) 30 C) 40
D) 50 E) 60

2. ¿Qué volumen de un ácido fuerte diprótico 0,7M neutralizan a 350 mL de hidróxido de calcio: $Ca(OH)_2$ 0,5M?

A) 125 mL B) 250 mL C) 375 mL
D) 500 mL E) 625 mL

3. Se disuelve 1,96 g de ácido sulfúrico puro (H_2SO_4) en agua hasta completar volumen de 2000 mL. Determinar el pH de la solución ácida.
PA (S = 32); (log2 = 0,3)

A) 1,0 B) 2,0 C) 1,7
D) 3,0 E) 2,7

4. Se disuelve 0,8 g de hidróxido de sodio (NaOH) en agua hasta completar volumen de 5000 cm^3. Determinar el pH de la solución resultante.
PA (Na = 23); (log^2 = 0,3)

A) 2,4 B) 11,6 C) 3,4
D) 10,6 E) 0,8

5. Determinar la concentración molar del ácido sulfúrico (H_2SO_4) en una solución de dicho ácido cuyo pH es 2,7.(log2 = 0,3)

A) 1×10^{-3} M B) 2×10^{-3} M C) 3×10^{-3} M
D) 4×10^{-3} M E) 5×10^{-3} M

6. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
I. A cualquier temperatura, la suma del pH y el pOH de una disolución acuosa es 14.
II. En una disolución ácida el pH es mayor que 7.
III. En una disolución básica el pH es menor que el pOH.

A) FVF B) FVV C) FFF
D) FFV D) VFV

7. Determinar el pH de una disolución formada al disolver 0,1 g de NaOH en suficiente agua para formar un litro de solución. $log^2 = 0,3$. PA (Na = 23)

A) 2,6 B) 11,4 C) 1,6
D) 12,4 E) 10,6

8. Determinar $[H^+]$ en una solución ácido benzoico (C_6H_5COOH) 2,64M cuya constante de disociación ácida es de $6,6 \times 10^{-5}$

A) $3,92 \times 10^{-3}$ M B) $6,6 \times 10^{-3}$ M
C) $3,92 \times 10^{-2}$ M D) $2,64 \times 10^{-2}$ M
E) $1,32 \times 10^{-3}$ M

9. Determinar la normalidad de una solución de H_2SO_4, si se requieren 27,80 mL de un álcali 0,482N para neutralizar 25 mL de este ácido.

A) 1,442N B) 10,433N C) 0,475N
D) 0,536N E) 0,419N

10. A 900 mL de agua destilada se agregan 50 mL de HCl 3,5M y 50 mL de NaOH 3,3M. Determinar el pH de la solución resultante.

A) 1,7 B) 2 C) 2,3
D) 2,48 E) 2,52

11. ¿Qué volumen de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,1M neutraliza completamente 800 mL de hidróxido de sodio (NaOH) al 5% en peso y densidad 1,02 g/mL?

PA (Na = 23, S = 32)

A) 1,275 L B) 2,55 L C) 10,2 L
D) 3,825 L E) 5,1 L

12. Una mezcla equimolar de hidróxido de sodio e hidróxido de potasio puro pesa 19,2 g. Se disuelve en cierta cantidad de agua y la solución formada es neutralizada con 50 mL de una disolución ácida. Determinar la normalidad de la solución ácida.

PA (Na = 23, K = 39)

A) 2N B) 4N C) 6N
D) 8N E) 10N

13. Si 200 mL de una disolución ácida, neutraliza exactamente a un litro de una disolución de hidróxido de potasio 0,05M. Determinar la normalidad de la solución ácida.

A) 0,125N B) 0,2N C) 0,25N
D) 0,3N E) 0,5N

14. Se mezclan 50 mL de H_2SO_4 0,6M con 200 mL de KOH 0,2M. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. La solución resultante es ácida.
II. El pH de la solución resultante es mayor que 7.
III. En la solución resultante $[OH^-] > [H^+]$

A) VFV B) VFF C) VVF
D) FVF E) FFV

15. Se mezclan 400 mL de HCl 0,7M con 600 mL de NaOH 0,3M. Hallar el pH de la solución resultante.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

16. Determinar el pH de la solución preparada adicionando 1,2 g de hidruro de sodio (NaH) en agua suficiente hasta completar 5 L de solución.

$$NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$$

PA (Na = 23) (log2 = 0,3)

A) 2 B) 0,62 C) 12
D) 13,38 E) 3,52

17. En un recipiente, se agregan 300 mL de KOH 0,1M y 200 mL de H_2SO_4 0,2M. Determinar el pH de la solución resultante.

A) 1 B) 2 C) 7
D) 11 E) 13

18. Determinar el volumen de HCl 2M necesario para neutralizar 600 mL de hidróxido de magnesio: $Mg(OH)_2$ 3M.

A) 1,5 L B) 1,6 L C) 1,7 L
D) 1,9 L E) 1,8 L

19. ¿Qué volumen de HCl 2,4M es neutralizado con 48 mL de una solución de hidróxido de calcio al 18,5% cuya densidad es de 1,05 g/mL?
PA (Ca = 40)

A) 210 mL B) 105 mL C) 315 mL
D) 420 mL E) 52,5 mL

20. Con respecto a la teoría de ácidos y bases de Bronsted-Lowry.

I. Un ácido es aquella sustancia que puede transferir un protón a otra sustancia.
II. El concepto de ácidos y bases según esta teoría solo es aplicable a reacciones que ocurren en solución acuosa.
II. Una sustancia puede actuar como un ácido solamente si una sustancia, simultáneamente; se comporta como una base.

Es correcto afirmar:

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo III E) I, II y III

21. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Según Arrhenius un ácido es aquella sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua.
II. El Ca $(OH)_{2(ac)}$ es una base según la teoría de Arrhenius.
III. Una base, según la teoría de Arrhenius, es aquella sustancia capaz de aceptar un protón de obra.

A) VFV B) VVF C) FVF
D) FFV E) VFF

22. Una solución de ácido fórnico (HCOOH) está ionizada en 0,5%. Determinar $[H^+]$ en la solución.
$(Ka = 2,1 \times 10^{-4})$

A) $4,2 \times 10^{-8}$ B) $1,05 \times 10^{6}$ C) $4,2 \times 10^{-2}$
D) $1,05 \times 10^{4}$ E) $2,1 \times 10^{-8}$

23. La constante de ionización, Kb; del amoniaco $[NH_3]$ en el agua es de $1,8 \times 10^{-5}$. Calcular $[OH^-]$ de una solución de NH_3 0,5M.

A) 1×10^{-3} B) 2×10^{-3} C) 3×10^{3}
D) 4×10^{-3} E) 5×10^{-3}

24. Una solución de una base débil 0,1M; metilamina (CH_3NH_2) tiene un pH de 9,48. Calcular el valor de Kb.

A) 3×10^{-9} B) 3×10^{-5} C) $1,1 \times 10^{-5}$
D) 9×10^{-9} E) $1,1 \times 10^{-4}$

25. La constante de ionización para el ácido acético es igual a $1,8 \times 10^{-5}$. Determinar el pH de una solución 0,02M de dicho ácido.

A) 3,22 B) 2,22 C) 3,5
D) 2,5 E) 4,5

26. El radio de ionización del ácido acético (CH_3COOH) en una solución 0,1N es igual a $1,32 \times 10^{-2}$. Determinar a qué concentración de HNO_2 su grado de disociación será el mismo.
$Ki(CH_3COOH) = 1,8 \times 10^{-5}$; $Ki(HNO_2) = 4 \times 10^{-4}$

A) 1,8N B) 0,90N C) 2,3N
D) 3,6N E) 2,7N

27. ¿Cuántas veces la concentración de los iones hidrógeno en una solución cuyo pH es 7,36, es mayor que en una disolución cuyo pH es 8,14?

A) 2 B) 3 C) 4 D) 5 E) 6

28. Se disuelve 1 g de NaOH en agua hasta formar 4 L de solución. De esta. se toman 30 mL y se le añaden 2 mL de HCl 0.02N. Determinar el pH de la disolución resultante.

A) 2,33 B) 4.66 C) 7
D) 9,34 E) 11,66

29. Determinar el volumen de HCl 2,5M necesario para neutralizar medio litro de hidróxido de calcio: $Ca(OH)_2$ el 2,0M.

A) 200 mL B) 400 mL C) 600 mL
D) 800 mL E) 1000 mL

30. Determinar el pH de una solución obtenida al mezclar 50 mL de HCl 0,5M, 20 mL de NaOH 0,5M y 30 mL de agua.

A) 13,18 B) 1 C) 13
D) 0,82 E) 11,3

31. Calcule el pOH de una disolución de $ZnCl_2$ 0,001M, sabiendo que la constante de hidrólisis del Zn^{+2} a $Zn(OH)^{+1}$ es $2,5 \times 10^{-10}$. Dato: log5 = 0.7

A) 6,3 B) 7,7 C) 3,3
D) 12,1 E) 1

32. Se mezcla 2 L de CH_3COOH 0,4M y 8 L de NaOH 0,1M según

$CH_3COOH + NaOH \rightleftharpoons CH_3COONa + H_2O$.
Determine el pH de la solución resultante.
Datos: $K_{a(CH_3COOH)} = 1,8 \times 10^{-5}$
$\log 2 = 0,3$; $\log 3 = 0,47$

A) 2,3 B) 5,2 C) 13,5
D) 8,8 E) 10,5

33. Calcule el pH de una solución buffer que contiene por litro de solución 0,025 moles de CH_3COOH y 0,075 moles de CH_3COONa. $Ka = 1,8 \times 10^{-5}$.

A) 4,5 B) 7,6 C) 9,4
D) 10,5 E) 5,2

34. Marque verdadero (V) o falso (F).

I. El indicar HInd toma un color diferente respecto a su conjugado
II. Un indicador mide exactamente el pH de la solución.
III. Se escoge un indicador en neutralización según el rango de viraje de color.
IV. La fenolftaleína es incolora si pOH = 10.

A) VFVV B) FFVV C) VFVF
D) VVFV E) VVFF

35. En un proceso de titulación se dispone de un indicador HInd cuya $K_{HInd} = 1 \times 10^{-4}$.
Suponga que las moléculas HInd tienen color rojo y su conjugado tiene color amarillo Marque lo correcto.

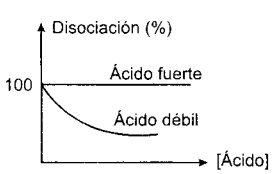
A) $K_{HInd} = [H^-]$
B) El indicador cambiara de color cuando $pH = pK_{HInd}$
C) En solución alcalina será visible el color rojo.
D) Solo para titular un ácido débil con una base fuerte.
E) Cuando $[Ind^-] \geq 10[HInd]$ predomina el color amarillo.

36. Una solución de HCl, tiene un pH = 2. ¿Qué volumen de H_2 gaseoso seco, medido a 27 °C y 936 mmHg, se obtendrá al tratar 800 mL de este ácido con un exceso de Mg, si el porcentaje de rendimiento es del 75%?

A) 50 mL B) 80 mL C) 120 mL
D) 150 mL E) 250 mL

37. Señale verdadero (V) o falso (F)

I.



II. Si el $pKa_1 > pKa_2$, entonces el ácido (1) es más fuerte que el ácido (2).
III. En toda solución, existe iones H^- y OH^-.
IV. Si en una solución la $[OH^-] > [H^+]$, entonces el pH > pOH.

A) VFVF B) VVVV C) VFFV
D) VFVV E) VFFF

38. Se va a titular 20 mL de una solución NH_3 ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$) 0,2M. Indique la solución y el indicador adecuado para esta titulación.
(Se da el intervalo de pH para el cambio de color del indicador)

A) NaOH 0,2M y fenolftaleína (8-10).
B) NH_4Cl 1M y amarillo de alizarina (10,1-12)
C) HCl 0,2 rojo de metilo (4,2-6,1)
D) NaOH 0,2M naranjado de metilo (2,1-4,4)
E) HCl 0,2M fenolftaleína (8-10).

39. ¿De que concentración debe ser una solución de acetato sódico para que el 0,015% del ion acetato este hidrolizado, si $K_{dis} = 1,8 \times 10^{-5}$?

A) $5,6 \times 10^{-10}$ mol B) $5,6 \times 10^{-2}$ mol
C) $4,3 \times 10^{-3}$ mol D) $3,8 \times 10^{-2}$ mol
E) $2,5 \times 10^{-2}$ mol

40. ¿Cuál es el pH de una disolución que contiene 0,2g/L de Na_2CO_3 y 0,2 g/L de $NaHCO_3$?

$PK_a = 10,25$

A) 9,31 B) 11,42 C) 5,60
D) 10,15 E) 8,52

41. ¿Cuántas veces disminuye la concentración de $(OH)^{-1}$ en la solución 0,1N de NH_4OH al añadirse NH_4Cl sólido, si esta se obtiene a 1 mol/L?

$K_b = 2 \times 10^{-5}$; $\sqrt{2} = 1,4$

A) 700 B) 7 C) 70
D) 7000 E) 70 000

42. Determine la concentración de iones $[H^+]$ de una solución que se preparó al mezclar volúmenes iguales de NH_4Cl 0,9M y de amoniaco NH_3 0,5M, $K_{b\,NH_3} = 1,8 \times 10^{-5}$

A) 10^{-2}M B) 10^{-5}M C) 10^{-6}M
D) 10^{-9}M E) 10^{-4}M

43. Halle el pH y $[CH_3COO^-]$, en una solución formada por CH_3COOH 0,1M y HCl 0,05M.

A) 1,3 y $1,2 \times 10^{-3}$ B) 2,3 y $1,4 \times 10^{-5}$
C) 1,3 y $3,6 \times 10^{-9}$ D) 2,5 y $1,8 \times 10^{-10}$
E) 1,8 y $1,8 \times 10^{-10}$

44. El soluto que aumenta el pOH del H_2O será:

A) KCN B) NH_4Cl C) $Zn(OH)_2$
D) $NaNO_3$ E) HCOOK

45. ¿Qué sal o sales aumenta el pH del agua?

I. $NaHCO_3$ II. $NaHSO_4$ III. NaCl
IV. $AlCl_3$ V.K_3PO_4

A) Todas B) I y V C) I, II y V
D) I, II, IV y V E) I, IV y V

46. Calcule el índice de acidez pH del acetato de potasio (CH_3COOK) en una disolución 2M de concentración (log3 = 0,5).
Dato $K_{CH_3COOH} = 1,8 \times 10^{-5}$; $K_w = 10^{-4}$

A) 4,02 B) 8,42 C) 4,77
D) 5,63 E) 9,53

47. En la siguiente reacción

$HClO_4 + HNO_3 \rightleftharpoons H_2NO_3^{+1} + ClO_4^{-1}$

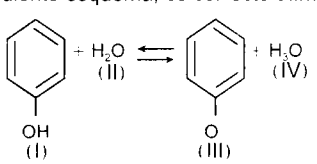
¿Qué alternativa es falsa?

A) El ClO_4^{-1} es una base.
B) El HNO_3 es una base.
C) No es una reacción de protólisis.
D) El $HClO_4$ es un ácido.
E) El ClO_4^{-1} es una base débil.

48. De acuerdo a la teoría de Brönsted y Lowry ¿Cuál de los siguientes equilibrios no involucra una reacción ácido-base?

A) $HNO_2 + NaOH \longrightarrow H_2O + NaNO_2$
B) $RNH_2 + HCl \rightleftharpoons RNH_3^+ + Cl^-$
C) $KHCO_3 + H_2O = H_2CO + KOH$
D) $HBr + AgNO_3 \rightleftharpoons AgBr + HNO_3$
E) $Ba^{+2}_{(ac)} + SO^{=}_{4(ac)} \longrightarrow BaSO_{4(s)}$

49. En el siguiente esquema, es correcto afirmar



A) I y III son especies próticas.
B) I y II constituyen un par conjugado ácido-base.
C) IV y I son especies básicas.
D) II y IV no constituyen para conjugado.
E) H_3O^+ es un ácido más fuerte que I.

50. En la formación del complejo

$Zn^{+2} + 4NH_3 \longrightarrow Zn(NH_3)_4^{2}$

Indique lo incorrecto

A) El Zn^{-2} es ácido de Lewis.
B) El NH_3 es base de Lewis.
C) El complejo posee 4 enlaces dativos.
D) En el complejo, el Zn posee hibrido sp^2.
E) El producto se denomina aducto.

51. Se prepara una solución tampón mezclando 0,2 mol de la sal CH_3COONa y 0,1 mol de CH_3COOH en 5 L de solución a 25 °C. Se añade 0,1 mol de HCl (ácido fuerte). ¿Cuál es el pH resultante?

Dato: $Ka = 2 \times 10^{-5}$; log2 = 0,30.

A) 5,7 B) 5,6 C) 6,2
D) 4,6 E) 4,4

52. Se mezcla 1 L de HCl 2M y 1 L de $Ca(OH)_2$ 1,5M. ¿Cuál es el pH de la solución resultante?

A) 4 B) 10 C) 0
D) 1 E) 13,7

53. Si se mezclan 50 mL de NaOH 1M y 50 mL de CH_3COOH 1M. halle el pH de la solución resultante $Ka = 1,8 \times 10^{-5}$.

A) 12,0 B) 9,9 C) 5,23
D) 9,8 E) 8,77

54. Determine la relación del porcentaje de disociación del HCN para una solución 0,25M que se diluye hasta una concentración 0,01M.

A) 4 B) 2 C) 0,2
D) 0,25 E) 5

55. Una solución acuosa de ácido carbónico (H_2CO_3) es 1,8N si se sabe
$K_1 = 4 \times 10^{-7}$; $K_2 = 6 \times 10^{-11}$
Calcule las concentraciones de los iones H_3O^+ y CO_3^{-2} presentes en la solución

A) $1,8 \times 10^{-2}$; 6×10^{-11} B) 4×10^{-4}; 4×10^{-4}
C) 5×10^{-4}; 2×10^{-2} D) 4×10^{-2}; 2×10^{-2}
E) 6×10^{-4}; 6×10^{-11}

56. El ácido fórmico HCOOH es monoprótico una solución 0,8M de este ácido tiene un pH igual a 2,4.

Calcule.
- El valor de Ka a 25 °C
- El % de disociación.

Dato: Tome log2 = 0,3

A) 2×10^{-2}; 5% B) 4×10^{-4}; 5%
C) 8×10^{-3}; 0,5% D) 2×10^{-4}; 50%
E) 2×10^{-5}; 0,5%

57. Determine las concentraciones de los iones H^- y $SO_4^{=}$ en una solución 0,5 M de H_2SO_4.

Dato: $K_2 = 10^{-1}$

A) 0,60; 0.05 B) 0,57; 0,07 C) 0,6; 0,07
D) 0,04; 0,60 E) 0,06; 0,07

58. Determine la concentración de los iones hidrogeno, para 0,50 moles $HC_2H_3O_2$, añadidos al agua, suficientes para formar un litro de solución, si $Ka = 1,8 \times 10^{-5}$

A) 4×10^{-4}M B) 3×10^{-4}M C) 4×10^{-3}M
D) 2×10^{-3}M E) 3×10^{-3}M

59. Señale verdadero (V) o falso (F).

I. El NH_3 y BH_3 son bases de Lewis.
II. El CO_2 es ácido de Lewis y el agua es base de Lewis.
III. Según Arrhenius la neutralización se representa por $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$

IV. La siguiente reacción es ácido-base de Lewis

$Ag^{+} + 2NH_3 \longrightarrow Ag(NH_3)_2^{+}$

A) VFFV B) FFFF C) VVVV
D) FVVV E) FVFV

60. Se tiene las siguientes bases conjugadas.

I. F^- ..Kb = $1,4 \cdot 10^{-11}$
II. $C_6H_5COO^-$ .. Kb = $1,5 \times 10^{-10}$
III. CN^- ..Kb = 2×10^{-5}
IV. $C_6H_5O^-$.,.Kb = $7,7 \times 10^{-5}$

Ordene en forma decreciente a su fuerza básica.

A) $CN^- > F^- > C_6H_5COO^- > C_6H_5O^-$
B) $C_6H_5O^- > CN^- > C_6H_5COO^- > F^-$
C) $F^- > C_6H_5COO^- > CN^- > C_6H_5O^-$
D) $F^- > C_6H_5COO^- > C_6H_5O^- > CN^-$
E) $CN^- > C_6H_5O^- > C_6H_5COO^- > F^-$

61. ¿Cuántas proposiciones son verdaderas?

I. El C_6H_6 es aprótico.
II. El HF es un anfótero.
III. El NaOH 10^{-7} M es básico.
IV. El $HClO_4$ es más ácido que el H_2SO_4

A) FFFV B) VVVV C) FFVV
D) VVFF E) VVFV

62. ¿Cuál de las siguientes disoluciones 0,1M presenta mejor conductividad eléctrica?

A) HCN, $Ka = 4 \times 10^{-10}$
B) HClO, ionizado en un 0.2%
C) Ácido arsenioso, cuyo pH = 5.
D) A y B iguales
E) B y C iguales

63. Respecto a las propiedades comunes de los ácidos, indique cuál no corresponde.

A) Modifican el color de los indicadores, así el tornasol azul se vuelve rojo.
B) Reaccionan con todos los metales liberando H_2.
C) Reaccionan con una base para formar sal y H_2O
D) La presencia de iones hidronios en la solución acuosa explica su acidez.
E) En la electrolisis de la solución acuosa, se libera gas H_2 en el cátodo.

64. Según Arrhenius, Brönsted y Lowry, indique un ácido triprótico y la base más débil.

I. H_2CO_3 II. HNO_3 III. H_3PO_4
IV. Br^- V I^- VI. Cl^-

A) II y V B) III y VI C) III y IV
D) II y IV E) III y V

65. Responsa verdadero (V) o falso (F) de acuerdo a la teoría de los ácidos y bases.

I. $AlCl_3$; SO_2; PH_3 y Cu^{+2} son ácidos de Lewis.
II. El pH de una solución puede ser negativo.
III. Si $Ka_{(HCN)} = 4 \times 10^{-10}$ y $Ka_{(CH_3COOH)}$ es $1,8 \times 10^{-5}$, entonces CH_3COOH es menos básico que HCN.
IV. Si a una solución cristalina se le adiciona gotas de fenolftaleína, la solución es incolora y si se pone el papel del tornasol, este sale azul entonces el pOH aproximado es 8,1.
Rango papel tornasol: 5 - 8 pH .
Rango fenolftaleína: 8,3 - 10 pH.
V. En toda solución acuosa $[H^+] > [OH^-]$ entonces el pH > 7.

A) VFVFV B) FFVVF C) VVFFF
D) FVVFF E) FVVVF

66. Calcule el pH de la mezcla producida al añadir 100 mL de $Ba(OH)_2$ 0,2M a 25 mL de $Ca(OH)_2$ 0,4M; log2 = 0,3

A) 5,60 B) 6,52 C) 1,36
D) 13,68 E) 7,42

67. Determine el pH de una solución diluida NaOH cuya concentración es de 10^{-7}M.

A) 5,2 B) 2,2 C) 2,5
D) 7,3 E) 8,3

68. Determine el pH de una solución de K_2SO_4; 0,25M disociado en un 100% si se sabe que $K_2 = 1 \times 10^{-2}$ para el ácido sulfúrico.

A) 5,8 B) 1,29 C) 3,45
D) 7,70 E) 9,75

69. Se combina 2L de HCl 0,15M y 3 L de NaOH 0,15M a 25 °C. ¿Cuál es el pH resultante, si los volúmenes son aditivos? log3 = 0,48

A) 1,30 B) 12,48 C) 3,70
D) 4,70 E) 5,70

70. ¿En cuánto disminuye el pH de una solución de KOH 0,01M cuando se alegra un volumen igual de HBr 0.05M?

A) 10,3 B) 8,3 C) 6,3
D) 4,2 E) 2,4

71. Dado el valor de la constante Keq = 5×10^{-11} para el equilibrio $HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{-2}$; determine el pH para una solución 0,20M de Na_2CO_3 log2 = 0,3.

A) 13,81 B) 9,6 C) 7,59
D) 2,22 E) 11,8

72. ¿Qué sales disueltas en agua, hacen que su pH sea menor que 7?

I. $NaHCO_3$ II. NH_4NO_3 III. NaBr

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo I E) II

73. De las siguientes proposiciones, indique si es verdadero (V) o falso (F).

I. Son ácidos monopróticos HCl, H_3PO_2, HBr.
II. A menor pH mayor $[H^+]$.
III. A mayor temperatura, el pH del agua destilada disminuye.
IV. El agua pura es buen conductor eléctrico.

A) FVVF B) FFVV C) VVVF
D) VVFF E) VFVF

74. Para la medición exacta del pH se utiliza

A) papel tornasol B) titulación
C) potenciómetro D) fenolftaleína
E) anaranjado de metilo.

75. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Para HCl 0,01M; pH = 2
II. pH + pOH = 14; si T = 50 °C
III. Para NaOH 0,01M; pH = 12
IV. A mayor temperatura mayor K_w

A) FVVV B) VVVV C) VFFF
D) VFFV E) VFVV

76. Se preparó una solución diluyendo 100 mL de la base NaOH 0,9M y 500 mL con H_2O. Calcule el pH de la solución resultante.

A) 6,41 B) 7,24 C) 13,18
D) 12,82 E) 11,26

77. Se mezcla 8,1 g de HBr y 6,3 g de HNO_3 en un litro de solución total. ¿Cuál es el pH resultante?
P.A. (uma): Br = 80; H = 1; N = 14; O = 16; log2 = 0,3

A) 2,7 B) 1,7 C) 3,7
D) 0,7 E) 5,7

78. Según su fuerza ácida, ¿Cuál es incorrecta?

I. $H_2SO_3 > H_2SeO_3 > H_2TeO_3$
II. $HI > HBr > HCl > HF$
III. $CH_4 > NH_3 > H_2O$
IV. $HClO_4 > HNO_3 > H_3PO_4$
V. $HClO_3 > HClO_2 > HClO$

A) I y III B) III C) II
D) IV y V E) I y IV

79. En cuanto a la fuerza básica, ¿Cuál es correcto?

I. $Br^- > I^- > ClO_4^-$
II. $CH_3NH_2 > CH_3CN > CH_3CONH_2$
III. $ClO_3^- > ClO_2^- > ClO^-$

A) I B) II C) III
D) I y II E) I y III

80. Sobre la teoría de los electrólitos, ¿Cuántos son verdaderos?

I. La solución de NaCl conduce electricidad.
II. Según Arrehnius, el grado de disociación depende de la concentración del electrolito.
III. El $HCl_{(ac)}$ es mejor conductor que el $CH_3COOH_{(ac)}$
IV. Al mezclar CS_2 con C_6H_6, la mezcla es conductora.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 4 E) 3

81. El ácido monobásico HA 0,01M se disocia en un 2% a 25 °C. ¿Cuál es el porcentaje de disociación de dicha solución ácida 0,04M?

A) 20 % B) 10 % C) 40%
D) 5 % E) 1 %

82. ¿Qué cantidad de agua se debe añadir a 30 mL de una disolución 0,2M de ácido acético (CH_3COOH) para que el grado de disociación del ácido se duplique? $Ka = 1,8 \times 10^{-5}$

A) 50 mL B) 60 mL C) 120 mL
D) 70 mL E) 90 mL

CLAVES

1. C	12. D	23. C	34. C	45. B	56. E	67. D	78. B
2. A	13. C	24. D	35. E	46. E	57. B	68. D	79. D
3. B	14. B	25. A	36. C	47. C	58. E	69. B	80. E
4. B	15. A	26. C	37. B	48. B	59. D	70. A	81. E
5. B	16. C	27. E	38. E	49. E	60. B	71. E	82. B
6. C	17. A	28. E	39. E	50. D	61. B	72. C	
7. B	18. E	29. D	40. D	51. E	62. B	73. C	
8. E	19. B	30. D	41. C	52. E	63. B	74. C	
9. D	20. B	31. B	42. B	53. E	64. E	75. E	
10. B	21. B	32. D	43. C	54. C	65. E	76. C	
11. E	22. C	33. E	44. E	55. E	66. D	77. D	

Electroquímica

capítulo 17

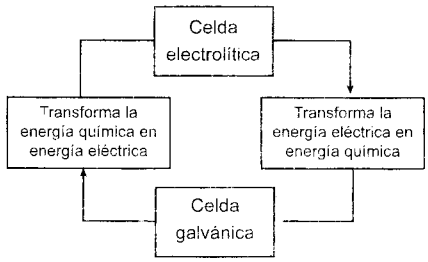
Svante August Arrhenius (Vik, 19 de febrero de 1859-Estocolmo, 2 de octubre de 1927) fue un científico (originalmente físico y más tarde químico) y profesor sueco galardonado con el Premio Nobel de Química de 1903 por su contribución con sus experimentos en el campo de la disociación electrolítica. En 1884, Arrhenius desarrolló la teoría de la existencia del ion, ya predicho por Michael Faraday en 1830, a través de la electrólisis.

Siendo estudiante, mientras preparaba el doctorado en la Universidad de Uppsala, investigó las propiedades conductoras de las disoluciones electrolíticas, que formuló en su tesis doctoral. Su teoría afirma que en las disoluciones electrolíticas los compuestos químicos disueltos se disocian en iones, manteniendo la hipótesis de que el grado de disociación aumenta con el grado de dilución de la disolución, que resultó ser cierta solo para los electrolitos débiles. Esta teoría fue objeto de muchos ataques, especialmente por lord Kelvin. Aparte de la citada teoría trabajó en diversos aspectos de la fisicoquímica, como las velocidades de reacción sobre la práctica de la inmunización. Así, en 1889 descubrió que la velocidad de las reacciones químicas aumenta con la temperatura, en una relación proporcional a la concentración de moléculas existentes.

Fuente: Wikipedia

DEFINICIÓN

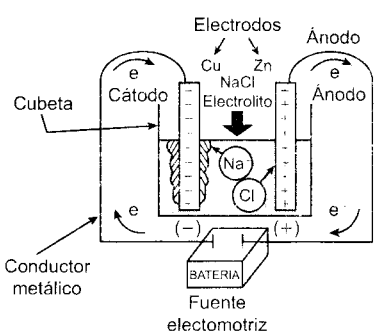
Es la ciencia que se encarga de estudiar las transformaciones de la energía eléctrica en energía química o viceversa en dispositivos conocidos como celdas electroquímicas, las que a su vez pueden ser de 2 clases: celdas electrolíticas y celdas galvánicas.



CELDA ELECTROLÍTICA

Llamada también cuba electrolítica o voltámetro, es el recipiente o dispositivo donde la energía eléctrica se transforma en energía química. Posee 5 componentes. La cubeta que está hecha de un material aislante o inerte a la electricidad; los electrodos que son materiales a donde llega la corriente eléctrica desde fuera y que internamente atraen a los iones que están sumergidos en la solución; el electrolito es la sustancia que está en solución y que por efecto de la corriente eléctrica sus iones se dirigen a los electrodos, estos son las barras metálicas que se conectan mediante un conductor metálico a los bornes de una fuente externa llamada fuente electromotriz o celda galvánica. Que a su vez es la que hace transportar los electrones hacia la celda electrolítica, para generar un fenómeno químico. El conductor metálico que es el medio por donde circula los electrones, este es un conductor de primer orden, en cambio el electrolito es un conductor de segundo orden. Si en el proceso la masa de los electrodos no varía, estos son inertes, pero si la masa de los electrodos varía, estos son activos. Por ejemplo:

Electrólisis del NaCl fundido



Veamos:

Cátodo: $Na^+_{(l)} + 1\,e^- \longrightarrow Na_{(l)}$

Ánodo: $2Cl^-_{(l)} - 2\,e \longrightarrow Cl_{2(g)}$

Reacción neta: $2Na^+_{(l)} + 2Cl^-_{(l)} \longrightarrow 2Na + Cl_2\uparrow$

$\therefore 2NaCl_{(l)} \longrightarrow 2Na_{(l)} + Cl_{2(g)}$

Electrólisis en solución acuosa

Cuando el electrolito no está puro, sino en solución acuosa concentrada, entonces hay que tomar en cuenta algunas observaciones:

1. Si el catión es un metal muy activo (los del grupo IA), estos no se pegan en el cátodo más bien provocan la disociación del agua tal que en dicho electrodo se libera gas hidrógeno (H_2) en medio básico, luego el catión formará el hidróxido respectivo.

   $Na + H_2O \longrightarrow \ldots$

   $2H_2O + 2\,e^- \longrightarrow H_2\uparrow + 2(OH)^-$

   $Na^+ + OH^- \longrightarrow NaOH$

2. Algunos metales, generalmente de la familia B como el cobre, plata, oro, etc. poseen mayor potencial de reducción que el agua, por ello se pegan de frente al cátodo.

   $\Rightarrow Cu^{2+} + 2\,e \longrightarrow Cu^0_{(s)}$

3. Los aniones oxigenados (oxianiones) como el sulfato, nitrato, carbonato, etc. tienen fuerte atracción sobre los electrones ganados y menor potencial de oxidación que el agua; entonces, cuando se van al ánodo descomponen al agua en medio ácido liberando gas oxígeno, para poder neutralizarse con los protones.

   $SO_4^{2-} + H_2O \longrightarrow \ldots$

   $2H_2O - 4\,e^- \longrightarrow O_2\uparrow + 4H^+$

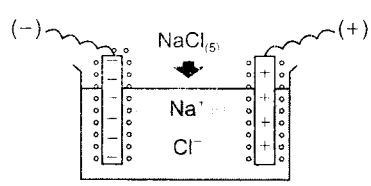
   $SO_4^{2-} + 2H^+ \longrightarrow H_2SO_4$

4. Los aniones provenientes de hidruros como el cloruro, yoduro, sulfuro, etc. no tienen fuerte atracción sobre sus electrones ganados y poseen mayor potencial de oxidación que el agua, por lo que ellos pueden pegarse fácilmente al ánodo, cediendo los electrones requeridos, y liberándose como gas.

   Ejemplo:

   $2Cl^- - 2\,e \longrightarrow Cl_2\uparrow$

Electrólisis de la solución concentrada de NaCl (Salmuera)



En el cátodo: (−)

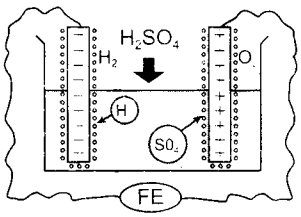
$2H_2O + 2\,e \longrightarrow H_2\uparrow + 2(OH)$

$Na^+ + OH^- \longrightarrow NaOH$

En el ánodo: (+)

$2Cl^- - 2\,e \longrightarrow Cl_2$

Electrólisis de la solución de H_2SO_4



En el cátodo: (−)

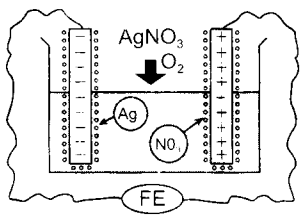
$$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2\uparrow$$

En el ánodo: (+)

$$H_2O - 2e \longrightarrow \frac{1}{2}O_2 + 2H^+$$

$$\Rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ \longrightarrow H_2SO_4$$

Electrólisis de la solución de $AgNO_3$



En el cátodo: (−)

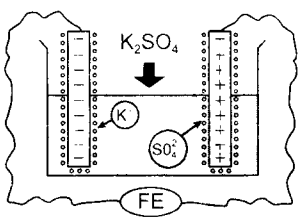
$$Ag^+ + 1e^- \longrightarrow Ag_{(s)}$$

En el ánodo: (+)

$$H_2O - 2e \longrightarrow \frac{1}{2}O_2\uparrow + 2H^+$$

$$NO_3^- + H^+ \longrightarrow HNO_3$$

Electrólisis de la solución de K_2SO_4



En el cátodo: (−)

$$2H_2O + 2e \longrightarrow H_2\uparrow + 2(OH)^-$$

$$K^+ + (OH)^- \longrightarrow KOH$$

En el ánodo: (+)

$$2H_2O - 4e \longrightarrow O_2 + 4H^+$$

$$SO_4^{2-} + 2H^+ \longrightarrow H_2SO_4$$

Conclusiones:

- La cantidad de H_2O va disminuyendo.
- La (KOH) y (H_2SO_4) aumenta.
- En el ánodo, el pH disminuye.
- En el cátodo, el pH aumenta.

RELACIONES FÍSICO-QUÍMICAS

Coulomb (C)

Es la cantidad de carga eléctrica que se necesita para que se deposite o libere en uno de sus electrodos de la celda electrolítica, un equivalente electroquímico o electroequivalente de alguna sustancia:

$$\boxed{1\ C \longrightarrow 1\ Eq\text{-}equim_{(sust.)}}$$

Faraday (F)

Es una cantidad de carga eléctrica necesaria para que se deposite o libere en uno de sus electrodos de una celda, un equivalente o equivalente químico de alguna sustancia.

$$\boxed{1\ F \longrightarrow 1\ Eq_{(sust.)}}$$

Pero por física:

$$1\ F = 96\,500\ C$$

$$1\ Eq_{(sust.)} = 96\,500 \qquad 1\ Eq\text{-}equim_{(sust.)}$$

$$\boxed{1\ Eq\text{-}equim_{(sust.)} = \frac{1Eq_{(sust.)}}{96\,500}}$$

Unidades: $\frac{g}{C}$ o $\frac{mg}{C}$

LEYES DE MICHAEL FARADAY

Primera ley

La masa de toda sustancia depositada o liberada es directamente proporcional a la cantidad de carga eléctrica que circula por la celda electrónica.

$$W_{(sust.)} \alpha Kq\ (en\ C)$$

$$\Rightarrow W_{(sust.)} = \underbrace{1\ Eq\text{-}equim_{(sust.)}}_{K}(q) \qquad ...(I)$$

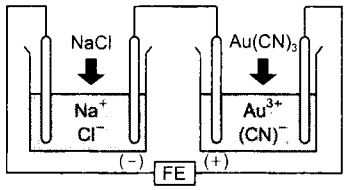
$$\Rightarrow W_{(sust.)} = \left(\frac{1Eq_{(sust.)}}{96\,500}\right)q \qquad ...(II)$$

$$\Rightarrow n.^\circ\ Eq_{(sust.)} = \frac{q}{96\,500} \qquad ...(III)$$

Segunda ley

Si se tienen 2 o más celdas conectadas en serie y por ellas circula la misma cantidad de corriente y carga eléctrica, entonces se descompone, deposita o libera, igual número de equivalente de cualquiera de las sustancias de cada celda.

Relaciones físicas	Análisis
$q = It \longrightarrow C = As$	$1\ e \longrightarrow 1{,}6 \times 10^{-19}\ C$
$v = RI \longrightarrow Volt = A\Omega$	$n.^\circ\ e \longrightarrow 96\,500\ C$
$P = VI \longrightarrow Watt = VA$	$n.^\circ\ e = 6{,}022 \times 10^{23}\ e = N_A e$
$E = qV \longrightarrow J = CV$	



Se cumplirá que:

n.° Eq(NaCl) = n.° Eq($Au(CN)_3$) = n.° Eq(Na^+)

n.° Eq(Cl^-) = n.° Eq(Au^{3+}) = n.° Eq(Cl_2)

Nota

1. $$n.^\circ Eq_{(sto.)} = \frac{m_{sto}}{P - Eq_{sto}} = n_{sto}\theta_{sto} = N_{sol}\, V_{Sol(L)} = \frac{q(c)}{96\,500}$$

2. 1 F <> 1 Eq <> 96 500 C <> 96 500 Eq. - equim <> $N_A e^-$ <> 1 mol de e

CELDAS GALVÁNICAS

Son dispositivos que transforman la energía química en energía eléctrica debido a que interiormente en su sistema ocurre una reacción de redox separadamente y en forma espontánea, se llaman pilas.

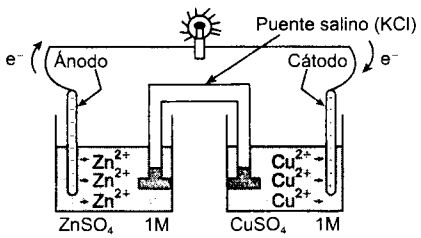
Pila de Daniell

Está formada por 2 semiceldas unidas exteriormente por un puente salino.

En cada semicelda existe un electrodo metálico de cinc y cobre, cada uno sumergido en una solución electrolítica con iones semejantes a la naturaleza de cada electrodo.

Cada celda físicamente posee un potencial y por diferencia de potenciales se puede calcular el potencial resultante conocido como fuerza electromotriz de la pila: (Fem_{pila}).

El puente salino contiene una solución cuya sustancia amortigua o neutraliza los excedentes de cargas iónicas producidas en cada media celda.



En el ánodo: (−)

$$Zn_{(s)} - 2\,e^- \longrightarrow Zn^{2+}_{(ac.)} \quad ...(\alpha)$$

En el cátodo: (+)

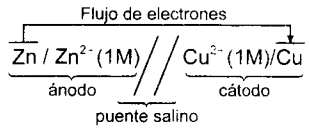
$$Cu^{2+}_{(ac.)} + 2\,e^- \longrightarrow Cu_{(s)} \quad ...(\beta)$$

Reacción neta en la pila de α y β

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+} \longrightarrow Cu_{(s)} + Zn^{2+}$$

$$Q_{pila} = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]} = \frac{[\text{ánodo}]}{[\text{cátodo}]} = \frac{[\text{agente reductor}]}{[\text{agente oxidante}]}$$

Notación de la pila



Ecuación de Nernst

$$fem_{(pila)} \text{ o } \varepsilon_{(pila)} = \varepsilon^\circ_{pila} - \frac{2,3RT}{nF}\log Q$$

Donde:

R: Constante de Regnault $\left(R = 0,082\,\frac{atmL}{molK}\right)$

T: Temperatura absoluta (298 K)

n: n.° e^- ganados o perdidos

F: Carga en faraday 1 F = 96 500 C

ε°: Potencial estándar de la pila (a 25 °C y 1 atm)

Luego:

$$\varepsilon^\circ_{pila} = \varepsilon^\circ_{cátodo} - \varepsilon^\circ_{ánodo}$$

ε° cátodo > ε° ánodo { con potenciales de reducción $M^{x+} + xe^- \rightarrow M^\circ$

Reemplazando:

$$\varepsilon_{(pila)} = \varepsilon^\circ_{(pila)} = \frac{0,059}{n}\log Q$$

Tabla de potenciales estándar de reducción a 25 °C, para todas las concentraciones 1 M y la presión es 1 atm

Semirreacción	V° (V)
$Li^+_{(ac.)} + e^- \longrightarrow Li_{(s)}$	−3,05
$K^+_{(ac.)} + e^- \longrightarrow K_{(s)}$	−2,93
$Ba^{2+}_{(ac.)} + 2\,e^- \longrightarrow Ba_{(s)}$	−2,90
$Sr^{2+}_{(ac.)} + 2\,e^- \longrightarrow Sr_{(s)}$	−2,89
$Ca^{2+}_{(ac.)} + 2\,e^- \longrightarrow Ca_{(s)}$	−2,87
$Na^+_{(ac.)} + e^- \longrightarrow Na_{(s)}$	−2,71
$Mg^{2+}_{(ac.)} + 2\,e^- \longrightarrow Mg_{(s)}$	−2,37
$Be^{2+}_{(ac.)} + 2\,e^- \longrightarrow Be_{(s)}$	−1,85
$Al^{3+}_{(ac.)} + 3\,e \longrightarrow Al_{(s)}$	−1,66
$Mn^{2+}_{(ac.)} + 2\,e \longrightarrow Mn_{(s)}$	−1,18
$2H_2O_{(ac.)} + 2\,e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-$	−0,83
$Zn^{2+}_{(ac.)} + 2\,e \longrightarrow Zn_{(s)}$	−0,76
$Cr^{3+}_{(ac.)} + 3\,e^- \longrightarrow Cr_{(s)}$	−0,74
$Fe^{2+}_{(ac.)} + 2\,e^- \longrightarrow Fe_{(s)}$	−0,44

Poder reductor creciente y poder oxidante decreciente

Semirreacción	V° (V)
$Cd^{2+}_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow Cd_{(s)}$	−0,40
$PbSO_{4(s)} + 2e^- \longrightarrow Pb_{(s)} + SO^{2-}_{4(ac.)}$	−0,31
$Co^{2+}_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow Co_{(s)}$	−0,28
$Ni^{2+}_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow Ni_{(s)}$	−0,25
$Sn^{2+}_{(ac.)} + 2e \longrightarrow Sn_{(s)}$	−0,14
$Pb^{2+}_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow Pb_{(s)}$	−0,13
$2H^+_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$	−0,00
$Sn^{4+}_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow Sn^{2+}_{(ac.)}$	+0,13
$Cu^{2+}_{(ac.)} + e^- \longrightarrow Cu^{+}_{(ac.)}$	+0,15
$SO^{2-}_{4(ac.)} + 4H^+_{(ac.)} + 2e \longrightarrow SO_{2(g)} + 2H_2O$	+0,20
$AgCl_{(s)} + e^- \longrightarrow Ag_{(s)} + Cl^-_{(ac.)}$	+0,22
$Cu^{2+}_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$	+0,34
$O_{2(g)}2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-_{(ac.)}$	+0,40
$I_{2(s)} + 2e^- \longrightarrow 2I^-_{(ac.)}$	+0,53
$MnO^-_{4(ac.)} + 2H_2O + 3e^- \longrightarrow MnO_{2(s)} + 4OH_{(ac.)}$	+0,40
$O_{2(g)} + 2H^+_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow H_2O_{2(ac.)}$	+0,68
$Fe^{3+}_{(ac.)} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}_{(ac.)}$	+0,77
$Ag^+_{(ac.)} + e^- \longrightarrow Ag_{(s)}$	+0,80
$Hg^{2+}_{2(ac.)} + 2e^- \longrightarrow 2Hg_{(l)}$	+0,85
$2Hg^{2+}_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow Hg^{2+}_2$	+0,92
$NO_{3(ac.)} + H^+_{(ac.)} + 3e^- \longrightarrow NO_{(ac.)} + 2H_2O$	+0,96
$Br_{2(l)} + 2e^- \longrightarrow 2Br^-_{(ac.)}$	+1,07
$O_{2(g)} + 4H^+_{(ac.)} + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1,23
$MnO_{2(s)} + 4H^+_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow Mn^{2+}_{(ac.)} + 2H_2O$	+1,23
$Cr_2O^{2-}_{7(ac.)} + 14H^+_{(ac.)} + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}_{(ac.)} + 7H_2O$	+1,33
$Cl_{2(g)} + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-_{(ac.)}$	+1,36
$Au^{3+}_{(ac.)} + 3e^- \longrightarrow Au_{(s)}$	+1,50
$MnO^-_{4(ac.)} + 8H^+_{(ac.)} + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}_{(ac.)} + 4H_2O$	+1,51
$Ce^{4+}_{(ac.)} + e^- \longrightarrow Ce^{3+}_{(ac.)}$	+1,61
$PbO_{2(s)} + 4H^+_{(ac.)} + SO^{2-}_{4(ac.)} + 2e^- \longrightarrow PbSo_{4(s)} + 2H_2O$	+1,70
$H_2O_{2(ac.)} + 2H^+_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1,77
$Co^{3+}_{(ac.)} + e^- \longrightarrow Co^{2+}_{(ac.)}$	+1,82
$O_{3(g)} + 2H^+_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow O_{2(g)} + H_2O_{(l)}$	+2,07
$F_{2(g)} + 2e^- \longrightarrow 2F^-_{(ac.)}$	+2,87

Poder reductor creciente y poder oxidante decreciente ↑

Nota

1. En la ecuación de Nernst si las [ ] de las semiceldas son igual a 1, entonces la fuerza electromotriz de la pila será igual al potencial estandar de la pila.

$$\boxed{fem_{(pila)} = \varepsilon^\circ_{(pila)}}$$

2. Al multiplicar por algún factor las ecuaciones de las semiceldas, la fuerza electromotriz no varía.
3. La ecuación de Nernst también se puede aplicar a una semipila o electrodo, pero siempre trabajando con potenciales de reducción.

   Ejemplo:

   Sea el electrodo: $M^{x+}_{(ac.)} + xe^- \longrightarrow M_{(s)}$

$$\boxed{fem_{(electrodo)} = \varepsilon^\circ_{electrodo} - \frac{0,059}{n}\log Q}$$

4. Cuando el potencial de una pila es 0, significa que sus reacciones de semiceldas han llegado al equilibrio químico, entonces:
   $Q = K_c$ = incógnita. Veamos:

$$\boxed{fem_{(pila)} = \varepsilon^\circ_{(pila)} = \frac{0,059}{n}\log Q}$$

   Si $fem_{(pila)}$ es cero, se ha llegado al equilibrio químico.

   $\Rightarrow Q = K_c$; $\log K_c = \dfrac{n\varepsilon^\circ_{(pila)}}{0,059}$

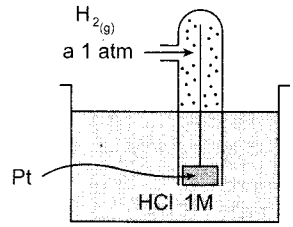
$$\therefore \boxed{K_c = 10^{\frac{n\varepsilon^\circ_{(pila)}}{0,059}}}$$

5. Si la fuerza electromotriz de una pila es positiva, significa que la pila está funcionando porque la reacción química interna es espontánea, pero si la fuerza electromotriz es negativa significa que le están recargando desde afuera invirtiendo su reacción química interna, ya que esta no es espontánea.
6. Cuando en la reacción neta de la celda participan gases, en el cálculo de Q, se escriben las presiones parciales de estos gases en vez de sus concentraciones.

Electrodo estándar del hidrógeno (EEH)

El potencial de un electrodo es imposible de medir por sí solo, entonces se toma el electrodo de hidrógeno como patrón o referencia; asumiendo un potencial estándar igual a cero.

Este electrodo tiene una solución de HCl (acuoso) donde se hace burbujear H_2 en presencia de un electrodo de platino (Pt) a una presión de 1 atm.

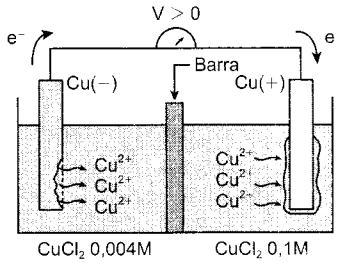


$2H^+_{(ac.,\,1M)} + 2\,e \longrightarrow H_{2(g;\,1\,atm)}$

$\varepsilon^\circ = 0,00$ V (en tabla)

◀ CELDA DE CONCENTRACIÓN

Es aquel dispositivo que presenta 2 electrodos iguales sumergidos en soluciones de diferente concentración; en consecuencia, el $\varepsilon°$ de la pila es cero. Entre otras cosas se usa como purificador de metales; el electrodo de la solución de menor concentración es el ánodo; y el flujo de electrones es del ánodo hacia el cátodo.



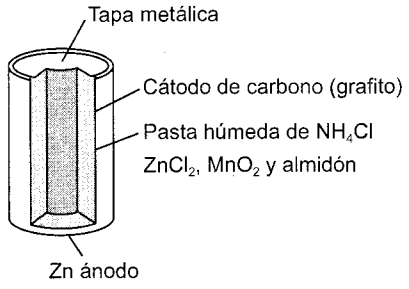
◀ BATERÍA O PILA

Es una celda electroquímica o varias celdas electroquímicas conectadas en serie, se usa como una fuente de corriente eléctrica a voltaje constante; su operación es similar a la de las celdas galvánicas, con la ventaja que no requiere componentes auxiliares como puentes salinos. Existen varias clases de baterías.

Pilas primarias

Son aquellas pilas de una sola vida, ya que al culminar su voltaje, no se pueden recargar (se desechan).

1. Pila seca o de Leclanché



Electrodos { Ánodo: Zn; Cátodo: grafito

Pasta Húmeda: NH_4Cl, $ZnCl_2$, Almidón y H_2O.

Despolarizante. Es el MnO_2 que evita la polarización del sistema cuando reacciona con el H_2.

Se genera un voltaje de 1,5 voltios.
Usos: lámparas, radios transmisores.
Reacciones de celda.

Ánodo: $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$

Cátodo: $2NH_4^+ + 2\,e^- \longrightarrow 2NH_3 + H_2$

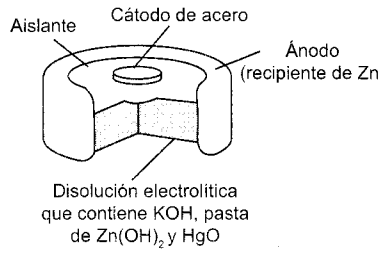
$2MnO_2 + H_2 \longrightarrow Mn_2O_3 + H_2O$

$2NH_4^+ + 2MnO_2 + 2\,e^- \longrightarrow 2NH_3 + Mn_2O_3 + H_2O$

Reacción neto global:

$Zn + 2NH_4^+ + MnO_2 \longrightarrow Zn^{2+} + 2NH_3 + Mn_2O_3 + H_2O$

2. Batería de mercurio



Sección interior de una batería de mercurio

Electrodos:
Ánodo: cinc amalgamado con mercurio.
Cátodo: acero.

Electrólito: fuertemente alcalino con ZnO, HgO.

Proporciona: voltaje de 1,35 voltios.

Usos: relojes electrónicos, calculadoras, marcapasos, etc.

Costo y tiempo de vida: es alto (1 o 2 años).

Reacciones de celda:

ánodo: $ZnHg + 2(OH)^- \longrightarrow ZnO + H_2O_{(l)} + 2\,e^-$

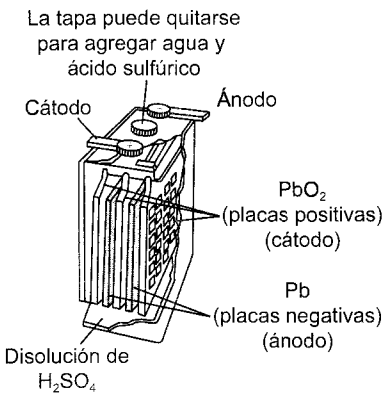
cátodo: $HgO + H_2O_{(l)} + 2\,e^- \longrightarrow Hg_{(l)} + 2OH^-$

Reac. net. global: $ZnHg + HgO_{(s)} \longrightarrow ZnO + Hg_{(l)}$

Pilas secundarias

Aquellas que se pueden recargar varias veces (cada vez que se descargan).

1. Acumulador de plomo o batería para autos



Reacciones de celda

En el ánodo:

$Pb_{(s)} + SO^{2-}_{4(ac.)} - 2\,e^- \longrightarrow PbSO_{4(s)}$

En el cátodo:

$PbO_{2(s)} + 4H^+_{(ac.)} + SO^{2-}_{4(ac.)} + 2\,e^- \longrightarrow PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$

Reacción neta o global:

$Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + 4H^+_{(ac.)} + SO^{2-}_{4(ac.)} \longrightarrow 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$

Por celda unitaria se genera 2 V; y como la batería de auto posee 6 celdas, hace un total de 12 V. El electrolito es el H_2SO_4 al 15% en masa.

En la etapa de descarga ocurre la reacción directa. Este acumulador puede proporcionar grandes cantidades de corriente por un corto tiempo, necesario para encender el motor.

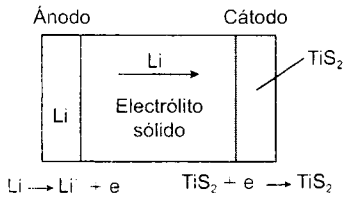
En la etapa de recarga ocurre la reacción inversa (electrólisis) usando un voltaje de 13 a 14 voltios.

En una batería sana o cargada, la densidad del H_2SO_4 es aproximadamente 1,27 g/cm^3 y en la descarga o muerta, es mucho menor.

En lugares fríos hay problemas para encender el auto por falta de corriente ya que a menor temperatura el electrolito es más viscoso, y los iones se mueven más lentamente si una batería muerta se calienta a temperatura ambiente recobra su capacidad normal.

2. Baterías de litio (estado sólido)

El litio metálico es el ánodo y el TiS_2 es el cátodo. Durante la operación, los iones Li^+ migran del ánodo al cátodo a través del electrólito (polímero sólido), en tanto que los electrones fluyen externamente del ánodo al cátodo para completar el circuito.



Hay muchas ventajas en la selección del litio, porque tiene el valor más negativo para $\varepsilon°$, además, solo se necesitan de 6,94 g de litio para producir 1 mol e^-. Su voltaje alcanza hasta 3 V y se recarga, se usan en los celulares, etc.

Ejemplos:

1. Cuando se electroliza una disolución de cloruro de sodio, ¿cuántos faradays hacen falta en el ánodo para producir 0,025 mol de cloro gaseoso?

   $\overline{Ar}$: Cl = 35,5; Na = 23

   Resolución:

   Electrolito: $NaCl_{(ac)} \longrightarrow Na^+ + \underbrace{Cl^-}_{\text{anión}}$

   Ánodo

   $2Cl^- \longrightarrow Cl_2(g) + 2e^-$

   1 mol Cl_2 _____ 2 mol e

   1 _____ 2 F

   0,025 mol Cl_2 _____ x

   $\Rightarrow x = \dfrac{0,025}{1} \times 2 = 0,05$ F

2. A través de una solución de cloruro férrico circula una corriente de 10 faraday. ¿Cuántos litros de cloro se liberan en el electrodo a condiciones normales?

   $\overline{Ar}$: Cl = 35,5; Fe = 56

   Resolución:

   10 F $\longrightarrow$ V Cl_2 (CN)

   Electrolito: $FeCl_{3(ac.)} \longrightarrow Fe^{3+} \underbrace{Cl^-}_{\text{anión}}$

   $2Cl^- \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$

   1 mol _____ 2 mol e

   22,4 L _____ 2 F

   V _____ 10 F $\Rightarrow V = \dfrac{10}{2} \times 22,4 = 112$ L

3. A través de una solución de carbonato de calcio circula 965 coulombs. ¿Cuántos gramos de calcio se deposita en el electrodo?

   $\overline{Ar}$: Ca = 40

   Resolución:

   Electrolito: $CaCO_{3(ac.)} \longrightarrow \underbrace{Ca^{2+}}_{\text{catión}} + SO^{2-}_4$

   Cátodo

   $Ca^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ca_{(s)}$

   2 mol e^- ; 1 mol Ca

   $2 \times 96\,500$ C _____ 40 g

   965 C _____ m_{Ca}

   $\Rightarrow m_{Ca} = \dfrac{965}{2 \times 96\,500} \times 40\,g = 0,2\,g$

4. A través de una solución de sulfato de aluminio circula una corriente de 9,65 amperios durante una hora. ¿Cuántos gramos de aluminio depositan en el electrodo?

   $\overline{Ar}$: Al = 27

   Resolución:

   Dato: i = 9,65 A; t = 1 h = 3600 s

   $\Rightarrow Q = it = 9,65 \times 3600 = 34\,740$ C

   Electrolito: $Al_2(SO_4)_3 \longrightarrow Al^{3+} SO^{2-}_4$

   $Al^{3+} + 3e^- \longrightarrow Al_{(s)}$

   3 mol e^- ; 1 mol

   $3 \times 96\,500$ C _____ 27 g

   34 740 C _____ m_{Al}

   $\therefore m_{Al} = \dfrac{34\,740}{3 \times 96\,500} \times 27 = 3,24$ g

5. Una corriente de 25 miliamperios circula 60 segundos en una solución de $CaCl_2$. ¿Cuántos átomos de Ca se depositarán?

   $\overline{Ar}$: Ca = 40; Cl = 35,5

   Resolución:

   i = 25 mA = 25×10^{-3} A; t = 60 s

   $Q = it = 25 \times 10^{-3} \times 60 = 1,5$ C

   Electrolito: $CaCl_{2(ac.)} \longrightarrow Ca^{2+} Cl^-$

Cátodo:

$Ca^{2+} + 2e \longrightarrow Ca_{(s)}$

$2\ mol\ e \quad\quad 1\ mol$

$2 \times 96\,500\ C \text{ ——— } 6,023 \times 10^{23}$ átomos Ca

$1,5\ C \text{ ——— } n.°$ átomos

$\Rightarrow n.°\ \text{átomos} = \dfrac{1,5}{2 \times 96\,500} \times 6,023 \times 10^{23}$

$\Rightarrow n.°\ \text{átomos} = 4,68 \times 10^{18}$ átomos.

6. ¿Cuántos electrones ganarán 5 g de ión cálcico al depositarse en el cátodo en un proceso electrolítico?

Resolución:

$5\ g\ Ca^{2+} \longrightarrow n.°\ e_s$

$Ca^{2+} + 2e \longrightarrow Ca_{(s)}$

$1\ mol\ Ca^{2+} \quad\quad 2\ mol\ e^-$

$40\ g \text{ ——— } 2 \times 6,023 \times 10^{23}\ e_s$

$5\ g \text{ ——— } x$

$\Rightarrow x = \dfrac{5}{40} \times 2 \times 6,023 \times 10^{23} = 1,5 \times 10^{23}\ e_s$

7. ¿Cuántas horas debe circular una corriente de 96,5 amperios para depositar en el cátodo todo el ion calcio que se encuentra disuelto en 10 litros de una solución 0,2 M de sulfato de calcio ($CaSO_4$)?

Resolución:

$i = 96,5\ A;\ M = 0,2;\ V = 10\ L$

$CuSO_{4(ac)} \longrightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$

$nCuSO_4 = nCu^{2+} = 0,2 \times 10 = 2\ mol$

El ión cátodo: $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$

$2mol\ e^- \longrightarrow 1\ mol\ Cu_{(s)}$

$2 \times 96\,500\ C \longrightarrow 1\ mol\ Cu_{(s)}$

$96,5(t) \longleftarrow 2\ mol\ Cu$

$\Rightarrow t = \dfrac{2}{1}\left(\dfrac{2 \times 96\,500}{96,5}\right) = 4000\ s$

$\therefore t = 4000\ s = 1,1\ h$

8. ¿Cuántos electrones deben circular a través de una celda electrolítica de H_2O acidulada para liberar en el cátodo 2,8 L de H_2 a CN?

Resolución:

$n.°\ e_s^- \longrightarrow 2,8\ lH_2\ (CN)$

Electrólisis H_2O

$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-$

$2\ mol\ e \quad\quad 1\ mol$

$2 \times 6,023 \times 10^{23}\ e \text{ ——— } 22,4\ L$

$x \text{ ——— } 2,8\ L$

$x = \dfrac{2,8}{22,4} \times 2 \times 6,023 \times 10^{23} = 1,5 \times 10^{23}\ e_s$

9. Hallar los equivalentes electroquímicos de las especies:

Fe^{3+}; Ca^{2+}; Cu^{2+}; Ag^+

$\bar{A}r$: Fe = 56; Ca = 40; Cu = 63,5; Ag = 108

Resolución:

$Ee = \dfrac{\bar{A}r}{x(96\,500)}\ g$

x: NO(E)

$Ee\ Fe^{3+} = \dfrac{56}{3 \times 96\,500} = 1,93 \times 10^{-4}\ g$

$Ee\ Ca^{2+} = \dfrac{40}{2 \times 96\,500} = 2,1 \times 10^{-4}\ g$

$Ee\ Cu^{2+} = \dfrac{63,5}{2 \times 96\,500} = 3,3 \times 10^{-4}\ g$

$Ee\ Ag^+ = \dfrac{108}{1 \times 96\,500} = 1,12 \times 10^{-3}\ g$

10. Se electroliza durante un cierto tiempo una disolución de sulfato del metal M designado MSO_4. En el cátodo se depositan 2,088 gramos de metal y en el ánodo se desprenden 0,422 litros de oxígeno medidos sobre H_2O a 14 °C y 766 mmHg. Calcular la masa atómica de M.

($P^{14\,°C}_{H_2O} = 12$ mmHg)

Resolución:

Electrolito: $MSO_{4(ac)} \longrightarrow M^{2+} + SO_4^{2-}$

Cátodo

$M^{2+} + 2e \longrightarrow M_{(s)}$

$mM_{(s)} = 2,088\ g$

Ánodo

$2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e$

$P_{O_2} = 766 - 12 = 754$ mmHg

$V = 0,422\ L$

$T = 14\ °C = 287\ K$

Aplicando ecuación universal (O_2): $PV = nRT$

$n_{O_2} = \dfrac{PV}{RT} = \dfrac{754 \times 0,422}{62,4 \times 287} \Rightarrow n_{O_2} = 0,018\ mol$

Por la 2.ª ley de Faraday:

$n.°\ Eq(M) = n.°\ Eq(O_2)$

$\dfrac{n_M}{m_{eqM}} = n_{O_2}\theta \Rightarrow \dfrac{2,088}{\bar{A}} = 0,018 \times 4 \quad \therefore \bar{A}r_{(M)} = 58$

11. Se utiliza una corriente de 10 amperios durante 4865 s para realizar un niquelado, utilizando una solución de sulfato de níquel ($NiSO_4$), debido a que en el cátodo además de depositarse níquel se forma hidrógeno. El rendimiento de la corriente con relación a la formación del Ni es del 60%. Determinar cuántos gramos de Ni se depositan en el cátodo.

$\bar{A}r$: Ni = 58,7

Resolución:

$i = 10\ A \Rightarrow i_{ef} = \dfrac{60}{100} \times 10 = 6\ A$

$t = 4865\ s$

$Q = it = 6 \times 4865 = 29\,190\ C$

$NiSO_{4(ac)} \longrightarrow Ni^{2+} + SO_4^{2-}$

$Ni^{2+} + 2e \longrightarrow Ni_{(s)}$

$2\ mol\ e \quad\quad 1\ mol\ Ni$

$2 \times 96\,500\ C \text{ ——— } 58,7\ g$

$29\,190\ C \text{ ——— } m_{Ni}$

$\therefore m_{Ni} = \dfrac{29\,190}{2 \times 96\,500} \times 58,7 = 8,88\ g$

12. Se tienen 2 celdas conectadas en serie, una de ellas contiene nitrato de plata acuoso y la otra H_2O acidulada. Si en esta se obtiene 10 litros de O_2 a 2 atm y 27 °C, ¿cuál es el peso de Ag en la otra celda?
Ar: Ag = 108; O = 16

Resolución:

O_2: V = 10 L; P = 2 atm; T = 27 °C = 300 K

Aplicando ecuación universal: PV = nRT

$$n_{O_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{2 \times 10}{0,082 \times 300} = 0,81 \text{ mol}$$

1.ª Celda	**2.ª Celda**
$Ag^+ + 1\,e^- \longrightarrow Ag_{(s)}$	$2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4\,e$
$\theta = 1$	$\theta = 4$

2.ª ley: n.° Eq(Ag) = n.° Eq(O_2)

$$\frac{m_{Ag}}{m_{eq}} = n_{O_2}\theta \Rightarrow \frac{m_{Ag}}{\frac{108}{1}} = 0,81 \times 4$$

$\therefore m_{Ag} = 351$ g

13. ¿Cuál es la intensidad de la corriente que en 96,5 segundos deposita 1,20 mg de Ag?
Ar: Ag = 108; 1 faraday = 96 500 coulomb

Resolución:

t = 96,5 s; m_{Ag} = 1,20 mg = $1,2 \times 10^{-3}$ g

$Ag^+ + 1\,e ____ Ag_{(s)}$

96 500 C ____ 108 g

$i \times 96,5$ C ____ $1,2 \times 10^{-3}$ g

$$\therefore i = \frac{1,2 \times 10^{-3}}{108} \times \frac{96\,500}{96,5} \Rightarrow i = 0,011 \text{ A}$$

14. Se disponen tres cubas electrolíticas en serie, cuyos respectivos electrolitos son: $AgNO_3$, $CuSO_4$ y $FeCl_3$. *Cuando en la primera cuba se depositan* 0,054 g de plata, ¿cuántos gramos de cobre se depositan en la segunda?

Ar: Ag = 108; Cu = 63,5; Fe = 55,8

Resolución:

m_{Ag} = 0,054 g

1.ª Cuba	**2.ª Cuba**
$AgNO_3 \longrightarrow Ag^+ + NO_3$	$CuSO_4 \longrightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2}$
$Ag^+ + 1\,e \longrightarrow Ag_{(s)}$	$Cu^{2+} + 2\,e \longrightarrow Cu_{(s)}$

2.ª ley: n.° Eq(Ag) = n.° Eq(Cu)

$$\frac{m_{Ag}}{m_{eq}} = \frac{m_{Cu}}{m_{eqCu}} \Rightarrow \frac{0,054}{\frac{108}{1}} = \frac{m_{Cu}}{\frac{63,5}{2}}$$

$\therefore m_{Cu} = 0,0159$ g

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Se electroliza una mezcla de ion cobre (II) e ión cinc (II). ¿Cuál será la razón de la concentración del ion cobre (II) y cinc (II) cuando los metales se están depositando con potenciales de semiceldas iguales?

$\varepsilon^0_{\frac{Zn^{2+}}{Zn}} = -0,76$ V; $\varepsilon^0_{\frac{Cu^{2+}}{Cu}} = 0,34$ V

Resolución:

$\varepsilon_{Zn} = \varepsilon_{Cu}$ ...(α)

Aplicando la ecuación de Nernst:

Para el Zn: $\varepsilon^0 Zn = -0,76 - \frac{0,059}{2}\log\frac{1}{[Zn^{2+}]}$

Para el Cu: $\varepsilon^0 Cu = 0,34 - \frac{0,059}{2}\log\frac{1}{[Cu^{2+}]}$

Por dato en (α):

$$-0,76 - \frac{0,059}{2}\log\frac{1}{[Zn^{2+}]} = 0,34 - \frac{0,059}{2}\log\frac{1}{[Cu^{2+}]}$$

$$\log\frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]} = -37 \Rightarrow \frac{[Cu^{2+}]}{[Zn^{2+}]} = 10^{-37}$$

2. Se tiene 2 soluciones en las que los potenciales de oxidación del hidrógeno es 0,127 V y 0,328 V respectivamente. La presión del gas H_2 que burbujea es 755 mmHg. Hallar la suma de los pH de dichas soluciones.

Resolución:

Oxidación: $H_{2(g)} \rightleftharpoons 2H^+ 2\,e \Rightarrow \varepsilon^0 = 0,00$ V

$\varepsilon_1 = 0,127$ V ...1.ª solución

$\varepsilon_2 = 0,328$ V ...2.ª solución

$P_{H_2} = 755$ mm ≈ 1 atm

Aplicando: ecuación Nernst:

$$\varepsilon = \varepsilon^0_0 - \frac{0,059}{n}\log\frac{[H^+]^2}{P_{H_2}}$$

Para el (H): $\varepsilon = \left(\frac{0,059}{2}\right)(2)(-\log[H^+])$

$\varepsilon = 0,059$ pH ...(α)

Para 1: $0,127 = 0,059\,pH_1 \Rightarrow pH_1 = 2,15$

Para 2: $0,328 = 0,059 pH_2 \Rightarrow pH_2 = 5,55$

Suma: 2,15 + 5,55 = 7,7

3. Hallar el potencial estándar ε^0_3

De la reacción: $A + ne \longrightarrow C$ ...ε^0_3 V

Para un proceso de 2 etapas:

$A + x\,e \longrightarrow B$ ...ε^0_1 V

$B + y\,e \longrightarrow C$ ...ε^0_2 V

Resolución:

$A + x\,e \longrightarrow B$ ...ε^0_1

$B + y\,e \longrightarrow C$ ...ε^0_2

Rxn global: $A + (x + y)e \longrightarrow C$ ...ε^0_3

$n = x + y$

Hallando los valores de $\Delta G°$ para cada etapa:

$\Delta G_1^0 = -x\Delta\varepsilon_1^0$

$\Delta G_2^0 = -y\Delta\varepsilon_2^0$

$\Delta G_3^0 = -(x + y)\,\Delta\varepsilon_3^0$

Sabemos: $\Delta G_1^0 + \Delta G_2^0 = \Delta G_3^0$

Reemplazando: $-x\Delta\varepsilon_1^0 + (-y\Delta\varepsilon_2^0) = -(x + y)\,\Delta\varepsilon_3^0$

$$\varepsilon_3^0 = \frac{x\,\varepsilon_1^0 + y\,\varepsilon_2^0}{x + y}$$

4. Calcular el potencial del par: $\frac{Fe^{3+}}{Fe_{(s)}}$

A partir de:

$\varepsilon^0 \frac{Fe^{3-}}{Fe^{2+}} = +0{,}77$ V; $\varepsilon^0 \frac{Fe^{2+}}{Fe_{(s)}} = -0{,}44$ V

Resolución:

$$Fe^{3+} + 1\,e^- \rightleftharpoons Fe^{2+} \quad \varepsilon_1^0 = +0{,}77\ V$$
$$Fe^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)} \quad \varepsilon_2^0 = -0{,}44\ V$$

Rxn global: $Fe^{3+} + 3\,e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)} \quad \varepsilon_3^0 = x$

Aplicando la ecuación: $x = 1;\ y = 2$

$$\varepsilon_3^0 = \frac{1(0{,}77) + 2(-0{,}44)}{3} = -0{,}037\ V$$

5. Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F) según corresponda:

I. El agua pura H_2O, se electroliza produciendo H_2 y O_2 con facilidad.

II. La electrólisis de agua ligeramente acidificada produce $O_{2(g)}$ en el cátodo.

III. La electrólisis del agua ligeramente acidificada produce $H_{2(g)}$ en el cátodo.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Falso**
La electrólisis del H_2O se desarrolla de forma dificultosa en estado puro, ya que se requiere un sobrevoltaje para romper los enlaces covalentes internos, el proceso se cataliza al agregar gotas de ácido.

II. **Falso**
La electrólisis del agua acidulada produce en el ánodo al gas O_2 del proceso.

$$2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$$

III. **Verdadero**
En la electrólisis del agua acidulada se produce en el cátodo gas H_2 del proceso:

$$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2OH^-$$

6. Indicar como verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

I. La electrólisis del $NaCl_{(l)}$ produce sodio en el cátodo y Cl_2 en el ánodo.

II. La electrólisis del $NaCl_{(l)}$ es un proceso espontáneo.

III. La electrólisis del $NaCl_{(ac.)}$ diluido genera $O_{2(g)}$ en el ánodo y $H_{2(g)}$ en el cátodo.

Resolución:

Respecto a las afirmaciones:

I. **Verdadero**
El NaCl fundido produce por electrólisis.
Ánodo: Cl_2 gaseoso.
Cátodo: Na líquido.

II. **Falso**
Todo proceso electrolítico es no espontáneo, ya que es forzado por el paso de electrones.

III. **Verdadero**
La electrólisis del NaCl acuoso y diluido produce.
Ánodo: O_2 gaseoso.
Cátodo: H_2 gaseoso.

7. ¿Qué carga eléctrica (C) circuló a través de una celda electrolítica en la que se depositó 0,635 g de cobre?

$\overline{Ar}$: Cu = 63,5

Reacción en el cátodo: $Cu^{2+}_{(ac.)} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$

Resolución:

En el cátodo de una celda electrolítica se produce la reacción:

$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

$$P_{eq(Cu)} = \frac{PA}{n.°e^-} = \frac{63{,}5}{2} = 31{,}75$$

Esto hace que se deposite 0,635 g de cobre, por lo cual la carga eléctrica usada es:

$$m = \frac{(P_{eq})Q}{96\,500} \Rightarrow 0{,}635\ g = \frac{(31{,}75)Q}{96\,500}$$

$\therefore\ Q = 1930$ C

8. Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F) con respecto a la electrólisis de una solución concentrada de NaCl.

I. En el ánodo se obtiene $Cl_{2(g)}$

II. En el cátodo se lleva a cabo la siguiente reacción: $Na^+_{(ac.)} + e^- \longrightarrow Na_{(s)}$

III. Alrededor del cátodo la solución es básica.

Resolución:

Electrólisis del NaCl acuoso y concentrado.

I. **Verdadero**
Se obtiene Cl_2 gaseoso en el ánodo, según:

$$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2\,e^-$$

II. **Falso**
El Na^+ permanece en solución, se obtiene en su lugar H_2 en el cátodo:

$$2H_2O + 2\,e^- \longrightarrow H_2 + 2OH^-$$

III. **Verdadero**
En el cátodo se tiene iones OH^- por lo que la solución es básica.

$\therefore$ VFV

9. Indicar cuál(es) de las siguientes proposiciones es (son) incorrectas con respecto a la electrólisis del agua.

I. En el ánodo se lleva a cabo la siguiente reacción: $H_2O_{(ac.)} \longrightarrow O_{2(g)} + 2H^+_{(ac.)} + 2\,e^-$

II. La reacción del cátodo es:

$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH_{(ac.)}$

III. El proceso se realiza por el paso de la corriente eléctrica a una masa de agua pura.

Resolución:

Sobre la electrólisis del agua:

I. **Correcto**
En el ánodo ocurre la oxidación del agua y se libera gas O_2:
$2H_2O \longrightarrow O_2 + 2H^+ + 4e$

II. **Correcto**
En el cátodo se produce la reducción del agua y se libera gas H_2:
$2H_2O + 2e \longrightarrow H_2 + 2OH$

III. **Incorrecto**
Se lleva a cabo agregando gotas de ácido al agua pura.

Por lo tanto, incorrecto: solo III.

10. Calcular la masa de aluminio, en gramos, que se produce en una hora por electrólisis de $AlCl_3$ fundido, si la corriente eléctrica es de 10,0 A.
Dato: Ar: Al = 27

Resolución:

Se lleva a cabo la electrólisis del:
$AlCl_3$; Val(Al) = 3
Fundido, donde: I = 10 A; t = 1 hora = 3600 s

$$P_{eq(Al)} = \frac{PA}{Val} = \frac{27}{3} = 9$$

Luego su masa la hallamos de:

$$m = \frac{(P_{eq})It}{96\,500} \Rightarrow m = \frac{9 \times 10 \times 3600}{96\,500}$$

$\therefore$ m = 3,36 g Al

11. Indicar cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta:

I. Mediante la electrólisis de sales haloideas fundidas se obtiene el halógeno respectivo.
II. Uno de los métodos de obtención de los metales alcalinos es mediante la electrólisis de su respectiva sal haloidea fundida.
III. En la electrólisis de sales haloideas fundidas el metal se obtiene en el cátodo.
IV. El ánodo de una celda electrolítica es el electrodo negativo.
V. En el ánodo de una celda electrolítica se obtiene el halógeno respectivo de la sal haloidea.

Resolución:

De las alternativas:

I. **Correcto**
En toda electrólisis de las sales haloideas fundidas el halógeno se recoge en el ánodo.

II. **Correcto**
Debido a su alta reactividad los metales alcalinos solo se pueden obtener de sus sales haloideas fundidas.

III. **Correcto**
En la electrólisis de toda sal haloidea fundida, el metal se recoge en el cátodo.

IV. **Incorrecto**
Polaridad de los electrodos en una celda electrolítica.
Ánodo (+); cátodo (−)

V. **Correcto**
Productos de la electrólisis de sales haloideas fundidas.
Ánodo: halógeno
Cátodo: metal

Por lo tanto, es incorrecto IV.

12. Respecto a la electrólisis de las soluciones acuosas de sales haloideas concentradas, indicar como verdadera (V) o falsa (F) a las proposiciones siguientes:

I. En el cátodo se produce $H_{2(g)}$ cuando se electroliza $NaCl_{(ac.)}$.
II. La electrólisis de KI genera $HI_{(ac.)}$.
III. La reacción neta en la electrólisis del $NaCl_{(ac.)}$ es:
$2NaCl_{(ac.)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(ac.)} + Cl_{2(g)} + H_{2(g)}$

Resolución:

Electrólisis de soluciones acuosas de sales haloideas concentradas:

I. **Verdadero**
En la electrólisis de la salmuera $NaCl_{(ac.)}$, se produce:
Cátodo: $2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2OH$
Ánodo: $2Cl \longrightarrow Cl_2 + 2e$

II. **Falso**
En la electrólisis del KI acuoso se producen: H_2 en el cátodo y I_2 en el ánodo.

III. **Verdadero**
El proceso redox neto en la electrólisis del $NaCl_{(ac.)}$ es:
$2NaCl + H_2O \longrightarrow 2NaOH + Cl_2 + H_2$

$\therefore$ VFV

13. Respecto a las siguientes alternativas, indicar cuáles corresponden a aplicaciones de la electroquímica.

I. Fabricación de celdas voltaicas: pilas secas y baterías.
II. Refinación electrolítica del cobre metálico.
III. Electrodeposición de un metal.
IV. Producción industrial del NaOH.

Resolución:

Aplicaciones de los procesos electroquímicos:

I. Producción electricidad:
Pilas secas.
Pilas de Ag-Zn
Acumuladores de plomo
Acumuladores Edison

II. Refinación de metales:
Cobre Blisster
Sb; Cd; Au; Pb; Zn, etc.

III. Recubrimientos metálicos:
Cromado
Dorado
Niquelado, etc.

IV. Producción de lejía:
Solución acuosa de NaOH a partir de la electrólisis de la salmuera.

Por lo tanto, todos son correctos.

14. ¿Cuántos litros de $Cl_{2(g)}$ (medidos a TPN) se generan en la electrólisis del NaCl acuoso por una corriente de 5,5 A, durante un periodo de 100 minutos? ¿Cuántas moles de $NaOH_{(ac.)}$ se han formado en la solución durante ese periodo?

Resolución:

En la electrólisis de la salmuera se produce gas Cl_2, con:

$I = 5,5\ A;\ t = 100$ minutos $= 6000$ s

Su masa la hallamos de la primera Ley de Faraday:

$$m = \frac{(P_{eq})It}{96\,500};\ P_{eq(Cl)} = 35,5$$

$$\therefore\ m_{Cl_2} = \frac{35,5 \times 5,5 \times 6000}{96\,500} = 12,14\ g$$

$$n.^{\circ}\ moles = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{12,14}{71} = 0,17$$

$$V_{CN} = 0,17 \times 22,4 = 3,83$$

Además, se produce simultáneamente NaOH ($\overline{M} = 40$) cuya masa la hallamos de la segunda ley de Faraday:

$$\frac{m_{Cl_2}}{P_{eq}} = \frac{m_{NaOH}}{P_{eq}}$$

$$P_{eq(NaOH)} = \frac{\overline{M}}{n.^{\circ}OH^-} = \frac{40}{1} = 40$$

$$\frac{12,14\ g}{35,5} = \frac{m_{NaOH}}{40}$$

$$m_{NaOH} = 13,68\ g$$

$$\therefore\ n.^{\circ}\ moles = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{13,68}{40} = 0,342$$

15. Indicar qué proposición(es) es(son) incorrecta(s):

I. Toda reacción redox puede verse como la suma de dos semirreacciones, cada una con un voltaje propio, siendo el potencial neto de la celda.

$$\varepsilon^0_{neto} = \varepsilon^0_{ox} + \varepsilon^0_{red}$$

II. Para poder medir los potenciales de las semirreacciones, se escoge como semirreacción estándar al electrodo normal o estándar de hidrógeno (ENH):

$$2H_3O^+_{(ac.)} + 2\ e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$$

III. El ENH consta de hidrógeno gaseoso a una presión menor a 1 atm, y se burbujea sobre un electrodo de platino sumergido en ácido acuoso 1,1 M a 25 °C.

Resolución:

En relación a las afirmaciones:

I. **Correcto**
Todo proceso redox implica por lo menos una oxidación y una reducción, si esto ocurre en una celda galvánica se cumple:

$$\varepsilon^0 = \varepsilon^0_{oxi} + \varepsilon^0_{red}$$

II. **Correcto**
No se puede medir de forma aislada el potencial estándar de un solo electrodo, su valor se determina en relación con el electrodo normal de hidrógeno (ENH).

$$2H_3O^+_{(ac.)} + 2\ e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} + 2H_2O$$
(1 M) (1 atm)

III. **Incorrecto**
Condiciones estándar del electrodo normal de hidrógeno:

$H_{2(g)}$ P = 1 atm

$H^+_{(ac.)}$ M = 1

$$\varepsilon^0_{oxi} = \varepsilon^0_{red} = 0V$$

Por lo tanto, es incorrecto solo III

16. Prediga el resultado de pasar una corriente eléctrica continua por una solución acuosa, diluida, de NaOH. Los potenciales de cada posible reacción, se dan a continuación:

1. $Na^+_{(ac)} + e^- \longrightarrow Na_{(g)}$;
$\varepsilon^0_{red} = -2,71\ V$

2. $2H_2O_{(l)} + 2\ e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(ac.)}$;
$\varepsilon^0_{red} = -0,83\ V$

3. $4OH^-_{(ac.)} \longrightarrow O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4\ e^-$;
$\varepsilon^0_{oxi} = -0,40\ V$

4. $6H_2O_{(l)} \longrightarrow O_{2(g)} + 4H_3O^+_{(ac.)} + 4\ e^-$
$\varepsilon^0_{oxi} = -1,229\ V$

Resolución:

En la electrólisis de una solución acuosa de NaOH se desea conocer los productos, para lo cual se indican los procesos:

$Na^+_{(ac.)} + e^- \longrightarrow Na_{(g)}$	$\varepsilon^0_{red} = -2,71\ V$
$2H_2O + 2\ e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-$	$\varepsilon^0_{red} = -0,83\ V$
$4OH^- \longrightarrow O_{2(g)} + 2H_2O + 4\ e^-$	$\varepsilon^0_{oxi} = -0,40\ V$
$6H_2O \longrightarrow O_{2(g)} + 4H_3O^+ + 4\ e^-$	$\varepsilon^0_{oxi} = -1,229\ V$

Ánodo: OH^- y H_2O; oxidación

Se oxida el OH^- ya que posee mayor ε^0_{oxi} que el H_2O, se obtiene: $O_{2(g)}$

Cátodo: Na^+ y H_2O; reducción

Se reduce el H_2O, ya que este posee mayor ε^0_{red} que el Na^+, se obtiene: $H_{2(g)}$

Se produce H_2 y O_2 a partir de H_2O.

17. Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F) según correspondan:

I. La fuerza electromotriz (fem) de una celda múltiple es la suma de la fem de cada una de las celdas simples que la conforman.

II. La batería de los autos es un ejemplo de celdas múltiples.

III. Se usa una celda múltiple para obtener un dispositivo de mayor fem.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. **Verdadero**
Las celdas múltiples están formadas por 2 o más celdas simples, su fem depende del número de celdas conectadas y el potencial de cada una de ellas.

II. **Verdadero**
Las baterías de autos o acumuladores de plomo están constituidos por 6 celdas en serie de 2 V cada uno; por tanto, fem total es 12 V.

III. **Verdadero**
Las celdas múltiples se emplean para producir un mayor voltaje que las celdas simples.

∴ VVV

18. Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F) según correspondan:

I. En las celdas en serie, los ánodos se unen con los cátodos mediante alambre conductor.

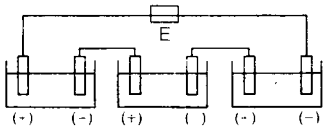
II. La intensidad de corriente eléctrica es la misma en las celdas en serie.

III. En las celdas en serie, los números de equivalentes depositados o liberados son iguales.

Resolución:

De acuerdo a las proposiciones:

I. **Verdadero**
En las celdas en serie se observan las conexiones:



Cátodo ánodo

II. **Falso**
En las conexiones en serie, la cantidad de carga eléctrica (faraday) que circula en cada celda es la misma.

III. **Verdadero**
En las conexiones en serie se cumple la segunda ley de Faraday, es decir en todas las celdas se obtienen el mismo n.° Eq-g de productos.

∴ VFV

19. Una celda galvánica, emplea la siguiente reacción:

$$2Al^{3+}_{(ac)} + 3Zn_{(s)} \longleftarrow + 2\,Al_{(s)}\,3Zn^{2+}_{(ac)}$$

y tiene un potencial estándar de celda de 0,90 V.

I. Escriba las reacciones de media celda.

II. Si el potencial estándar de reducción del Zn^{2+} a Zn es −0,76 voltios. ¿Cuál es el potencial estándar de reducción del Al^{3+} al Al?

III. Dibuje un esquema de la celda voltaica, rotule el ánodo y el cátodo e indique el sentido del flujo de los electrones.

Resolución:

Según la reacción global las reacciones de media celda son:

ánodo: $Al \longrightarrow Al^{3+}_{(ac)} + 3\,e^-$

cátodo: $Zn^{2+}_{(ac)} + 2\,e^- \longrightarrow Zn$

y la reacción global balanceada de celda es:

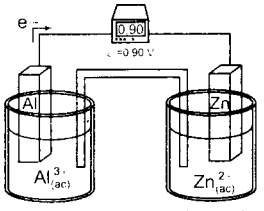
$2Al_{(s)} + 3Zn^{2+}_{(ac)} \longrightarrow 2Al^{3+}_{(ac)} + 3\,Zn_{(s)} \quad \Delta E^0_{celda} = 0,90\ V$

Como $\Delta E^0_{celda} = E_A^0 + E_c^0$

$0.90 = E_A - 0,76$, entonces $E_A = 1,66$ V

Como $E_A = 1,66$ es para reacción de ánodo (de oxidación); para la reacción de reducción el potencial estándar es −1,66 voltios.

El sentido de los electrones es del ánodo de aluminio al cátodo de Cinc.



Celda galvánica $Al / Al^{+3} // Zn^{2+} / Zn$

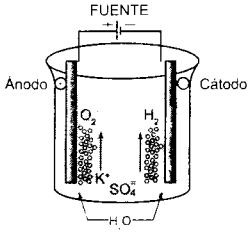
20. Se electrolizan 120 g de una disolución de K_2SO_4 al 13% en peso durante 2 horas, con una intensidad de corriente de 8 A, descomponiéndose parte del agua presente en H_2 y O_2. ¿Qué porcentaje en peso de K_2SO_4 tendrá la solución al final de la electrólisis?

PA (uma): H = 1; O = 16

1 faraday = 96 500 coulomb

Resolución:

Para la celda electrolítica



Datos | Incógnita
$m_{sol} = 120$ g | $\%m_{sto}$ (después 2 h)
$\%\, m_{sto} = 13\ \%$
$t = 2\ h = 7200$ s
$I = 8$ A

Como el K^+ y SO_4^- no se electroliza, el H_2O se disocia. (Reacción neta)

$2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$

Por la Primera Ley de Faraday

$$m_{(H2O)} = \frac{PE}{96\,500}(I)(t)$$

$$m_{(H_2O)} = \frac{9 \times 8 \times 7200}{96\,500} = 5{,}37 \text{ g}$$

La masa de solución que queda m'

$m' = 120 - 55{,}37 = 114{,}63$ g

$$\underbrace{\%m_{sto}}_{\text{(al final)}} = \left(\frac{\frac{13}{100} \times 120}{114{,}63}\right)100 = 13{,}6\%$$

21. ¿Cuántas horas se requieren para depositar 50 gramos de Mg a partir de $MgCl_2$ fundido, empleando una corriente de 2 amperios. ($\overline{Ar}_{Mg} = 24{,}0$)

Resolución:

En el cátodo ocurre la reacción:

$Mg^{2+}_{(l)} + 2\,e^- \longrightarrow Mg_{(l)} \Rightarrow Q = 2$ eq/mol

$$m_{Mg} = 50 \text{ g} \Rightarrow 1\,\bar{E}_q \text{ de Mg} = \frac{\overline{Ar}\,Mg}{\theta}$$

$$m_{Cr} = K(It);\ \text{siendo } K_{Mg} = \frac{\bar{E}_q}{96\,500};\ I = 2\ A = 2\ C/s,$$

$$50 \text{ g} = \frac{(24 \text{ g/mol})/(2 \text{ mol/eq})}{96\,500 \text{ C/eq}}(2 \text{ C/s})(t)$$

$\Rightarrow t = 201\,041{,}66$ s

$\therefore t = 201\,041{,}67 \text{ s}\left(\frac{1\,h}{3600\,s}\right) = 55{,}84$ h

22. Calcule los kilogramos de cinc puro que se pueden obtener, si se cuenta con 30 celdas electrolíticas dispuestas en paralelo, por las que pasan 1000 amperios durante 24 horas de electrólisis.
PA(Zn) = 65,4 uma

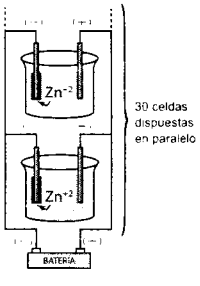
Resolución:

Datos:

$I_{total} = 1000$ A

$\Rightarrow I_{celda} = 33{,}33$ A

$t = 24(3600)$ s



Reacción en el cátodo:

$$Zn^{+2}_{(ac)} \underbrace{+\,2e^-}_{(\theta = 2)} \Rightarrow Zn^0_{(s)}$$

Para celdas en paralelo

$$W^{total}_{Zn} = \left(\frac{I_{total}\,t}{96\,500}\right)PE(Zn)$$

$$W^{total}_{Zn} = \left(\frac{1000 \times 29 \times 3600}{96\,500}\right)\left(\frac{65{,}4}{2}\right) = 29\,277{,}5 \text{ g}$$

$W^{total}_{Zn} = 29{,}27$ kg

23. Se electroliza una solución de $Cr^{3-}_{(ac)}$ empleando una corriente de 13.5 A. ¿Qué masa de $Cr_{(s)}$ se habrá depositado después de 5 días en electrólisis?
($\overline{A}_{n(Cr)} = 52{,}0$)

Resolución:

La reacción de reducción en el cátodo es:

$Cr^{3-}_{(ac)} + 3\,e^- \longrightarrow Cr^0$

Se ha transferido 3 e$^-$, entonces $\theta = 3$ eq/mol

$$1\,\bar{E}_q \text{ de Cr} = \frac{\bar{A}.Cr}{\theta} \qquad 1\bar{E}_q \text{ de Cr} = \frac{52}{3} = 17{,}33\,\frac{g}{eq}$$

Aplicando la ecuación:

$$m_{Cr} = KIt;\ \text{siendo } K = \frac{\bar{E}q}{96\,500};$$

$I = 13{,}5$ A $\wedge$ $t = 5$ días $= 432\,000$ s.

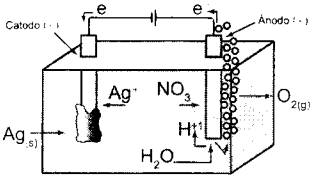
$$m_{Cr} = \frac{(52/3)\ g/eq}{96\,500\ C/eq} \times 13.5\,\frac{C}{s} \times 432\,000\ s$$

$m_{Cr} = 1047.544$ g de Cr.

24. Determine los gramos de plata que se depositan, durante la electrólisis de una solución de nitrato de plata, $AgNO_3$, con una corriente de 0,25 amperios, durante 24 horas.
PA uma (Ag = 107,8)

Resolución:

Graficando la celda electrolítica.



En la electrólisis del $AgNO_{3(ac)}$

En el cátodo se reducen los iones plata (Ag^+) y en el ánodo se oxida el agua produciéndose oxígeno gaseoso (O_2) con iones H^+.

Como se tiene:

$i = 0{,}25$ Amperios

$t = 24\ h = 24 \times 3600 = 8600$ s

1 eq-g(Ag) = P_{eq}(Ag) = 107,8 g

Según la primera Ley de Faraday

1 F = 96 500 C $\longrightarrow$ 107,8 g(Ag)

Q = it $\longrightarrow$ $m_{(Ag)}$

Resolviendo: $m_{(Ag)} = 24{,}1$ g

25. Las reacciones que se producen por la aplicación de la corriente eléctrica se realizan en;

I. Pilas o celdas galvánicas
II. Acumuladores
III. Celdas electrolíticas.
IV. Extinguidores
V. Calorímetros

Resolución:

Cuando se aplica la corriente continua a través de una sustancia conductora se produce la electrólisis. A fin de mantener la corriente es necesario un circuito completo, para ello se utilizan las celdas electrolíticas.

En el cátodo se produce la reducción.

En el ánodo se produce la oxidación.

$$2H_2O \xrightarrow{\text{Electrólisis}} \underset{\text{(cátodo)}}{2H_2} + \underset{\text{(ánodo)}}{O_2}$$

Luego, la alternativa correcta es III

26. Calcule el equivalente electroquímico del Cu^{-2} y del Pb^{-2} (PA: Cu = 63,5: Pb = 207)

Resolución:

Recordemos que:

$$Eq\text{-}q_{(x)} = \frac{Eq\text{-}g_{(x)}}{96\,500}; \text{ además: } Eq\text{-}g_{(x)} = \frac{PA_{(x)}}{|EO|}$$

I. $Eq\text{-}q_{(Cu^{+2})} = \dfrac{Eq\text{-}g_{(Cu^{+2})}}{96\,500} = \dfrac{\frac{63,5}{2}}{96\,500} = 0,000329\ g$

$= 0,33\ mg$

II. $Eq\text{-}q_{(Pb^{+2})} = \dfrac{Eq\text{-}g_{(Pb^{+2})}}{96\,500} = \dfrac{\frac{207}{2}}{96\,500} = 0,001072\ g$

$= 1,07\ mg$

27. El equivalente electroquímico del oro es 0.68 mg. ¿Qué peso de oro se recubrirá sobre una joya al pasar una corriente de 10 amperios durante una hora?

Resolución:

Aplicando la 1.ª Ley de Faraday:

$W = (Eq.\ Elect.)\ (I)(t)$

$W = 0,68 \times 10^{-3} \times 10 \times 3600 \Rightarrow W = 20,9\ g$

28. ¿Qué peso de aluminio se separa por electrólisis de una sal de aluminio adecuada al pasar un faraday por la celda electrolítica? PA: Al = 27

Resolución:

Para el aluminio: $Al^{+3} + 3\,e^- \longrightarrow Al^0 \quad \therefore \theta = 3$

Peso equivalente: $PEq_{Al} = \dfrac{27}{3}$ ↙ |valencia|

$PEq_{Al} = 9 \longrightarrow 1\ Eq\text{-}g_{Al} \text{ — } 9g$

1.ª Ley de Faraday $W = (Eq\text{-}g)Q$

$W = (9\ g)(1) \Rightarrow W = 9\ g$

29. Calcule el tiempo en horas necesario para depositar 7 gramos de cinc en la electrólisis de $ZnCl_2$ con 0.7 amperios de corriente eléctrica. PA (Zn = 65)

Resolución:

Aplicando la 1.ª Ley de Faraday: $PEq = \dfrac{65}{2}$

$$\frac{W}{PEq} = \frac{It}{96\,500} \Rightarrow \frac{7}{32,5} = \frac{0,7(t)}{96\,500}$$

$$t = 29\,692\ s \Rightarrow t = 29\,692\ s\left(\frac{1\,h}{3600\ s}\right) \Rightarrow t = 8,25\ h$$

30. Calcule la intensidad de la corriente que se necesita para descomponer 13,5 g de cloruro cúprico en disolución acuosa en un tiempo de 50 minutos. (PA(Cu) = 64)

Resolución:

Para el cobre al disociarse:

$CuCl_2 \longrightarrow Cu^{+2} + 2Cl_2^{-1}$

$\overline{PM} = 134 \qquad PEq = \dfrac{134}{2}$

$\theta = 2$

Aplicando la 1.ª Ley de Faraday: $\dfrac{W}{PEq} = \dfrac{It}{96\,500}$

$$\frac{13,5}{67} = \frac{It}{96\,500} \qquad t = 50 \times 60 = 3000\ s$$

$\therefore I = 6,4$ amperios

31. ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 27 °C y presión atmosférica se desprenderá en la electrólisis de agua acidulada empleando una corriente de 20 amperios durante 10 horas?

Resolución:

Como $PEq_{(H)} = 1$; $t = 10\ h = 36\,000\ s$; $\overline{PM}H_2 = 2$

Aplicando la 1.ª Ley de Faraday:

$$W = \frac{PEq}{96\,500}(I)(t) \Rightarrow W = \frac{1}{96\,500} \times 20 \times 36\,000$$

$$\Rightarrow W = 7,46\ g$$

Aplicando leyes de gases: $PV = nRT$

$$\Rightarrow PV = \frac{W}{PM}RT$$

$$V = \frac{7,46\ g\left(0,082\frac{1\,atm}{mol\,°K}\right)(300\,°K)}{(2\ g/mol)(1\,atm)} \Rightarrow V = 1,76\ l$$

32. A través de 5 litros de solución de nitrato de cinc, $Zn(NO_3)_2$ 4 M, se pasa una corriente de 50 amperios. Calcule el tiempo necesario para depositar en el cátodo todo el cinc de la solución.

Resolución:

Determinando paso a paso: $\left(PEq_{(Zn)} = \dfrac{65}{2} = 32,5\right)$

Peso de sal en solución:

$$[M] = \frac{n}{V} \Rightarrow 4M = \frac{n}{5L} \Rightarrow n = 20 \text{ moles soluto}$$

De la fórmula $Zn(NO_3)_2$:

$$\left.\begin{array}{l} 1\ mol\ Zn(NO_3)_2 \text{ ——— } 65\ g\ Zn \\ 20\ moles\ (NO_3)_2 \text{ ——— } x\ Zn \end{array}\right\} x = 1300\ g\ Zn$$

Aplicando la 1.ª Ley de Faraday:

$$w = \left(\frac{PEq}{96\,500}\right)(I)(t) \Rightarrow t = \frac{W(96\,500)}{(PEq)(I)}$$

$$t = \frac{1300 \times 96\,500}{32,5 \times 50} \Rightarrow t = 77\,200\ s \Rightarrow t = 21,4\ h$$

33. A través de tres celdas electrolíticas en serie circulan 0,2 faraday. Una corriente Ag^+, otra Zn^{+2} y la otra parte Fe^{+3}. ¿Cuál de los metales se deposita en mayor peso? PA(Ag = 108; Zn = 65; Fe = 56).

Resolución:

Cálculo de PEq

$PEq_{Ag} = \frac{108}{1}$ $PEq_{Zn} = \frac{65}{2}$ $PEq_{Fe} = \frac{56}{3}$

Cálculo de pesos 1.ª Ley de Faraday: W = (Peq)Q

$W_{Ag} = (108)(0,2)$ $W_{Zn} = (32,5)(0,2)$ $W_{Fe} = (18,6)(0,2)$

$W_{Ag} = 21,6$ g $W_{Zn} = 6,5$ g $W_{Fe} = 3,7$ g

34. Determine el potencial de la celda galvánica normal (pila); cuya reacción es:

$2Ag^{+} + Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2} + 2Ag^{0}_{(s)}$

Dato: $Zn^{+2} + 2\,e^{-} \longrightarrow Zn_{(s)}$; $E^0 = -0,76$ V

$Ag^{+} + 1\,e^{-} \longrightarrow Ag_{(s)}$; $E^0 = +0,80$ V

Resolución:

Según los datos (potenciales normales de reducción) el menor valor le corresponda al cinc; por lo tanto, el cinc se oxida. Luego, invertimos la semirreacción; y la plata se reduce:

$Zn_{(s)} \quad 2\,e^{-} \longrightarrow Zn^{-2}$; $E^0_{oxidación} = +0,76$ V

$2Ag^{-} \quad 2\,e \longrightarrow 2Ag_{(s)}$; $E^0_{reducción} = +0,80$ V

$2Ag^{-} + Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{-2} + 2Ag^{0}_{(s)}$; E^0_{pila}

$E^0_{pila} = E^0_{oxidación} + E^0_{reducción} \Rightarrow E^0_{pila} = 0,76\text{ V} + 0,80\text{ V}$

$\Rightarrow E^0_{pila} = +1,56$ V

35. Se hace pasar una corriente de 5 A durante 2 horas a través de una celda electrolítica que contiene $CaCl_2$ (fundido). Calcule las cantidades en gramos de los productos que se depositan o desprenden en los electrodos.

Resolución:

Se lleva a cabo la electrólisis del $CaCl_2$ fundido, donde:

I = 5 A; t = 2 horas = 7200 s

Se obtienen como productos:

Cl_2: $PE = \frac{35,5}{1} = 35,5$ g

Ca: $PE = \frac{40}{2} = 20$ g

Cuyas masas lo obtenemos de: $M = \frac{(PE_g)(I)(t)}{96\,500}$

$M(Cl_2) = \frac{35,5 \times 5 \times 7200}{96\,500} = 13,2$ g

$M(Ca) = \frac{20 \times 5 \times 7200}{96\,500} = 7,46$ g

36. Respecto a la electrólisis del $AgClO_{4(ac)}$, indicar verdadero (V) o falso (F):

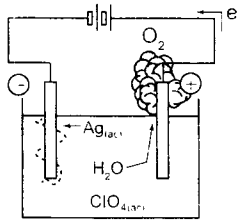
I. En el ánodo se oxida el agua.

II. La solución electrolítica que rodea al electrodo positivo tiene carácter ácido.

III. Si en el cátodo se deposita 5,4 g de Ag, entonces teóricamente por el ánodo se estarían liberando 0,05 Eq−g de oxígeno gaseoso. PA (Ag = 108 uma)

Resolución:

El ión clorato (ClO_4^-) no sufre electrólisis, luego se observa:



- En el cátodo se deposita la Ag

  $Ag^{-} + 1\,e \longrightarrow Ag$ ...(1)

- En el ánodo se libera el O_2 (oxidación del agua)

  $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^{-} + 4e^{-}$ ...(2)

Multiplicando a (1) por 4, igualando la cantidad de electrones ganados y perdidos, la reacción total es:

$$4Ag^{-} + 2H_2O \longrightarrow 4Ag + O_2 + 4H^{-}$$

Nota

La solución que rodea el ánodo tiene carácter ácido.

Si en el cátodo se deposita 5,4 g Ag, entonces el n.° Eq-g de oxígeno es:

$\frac{5,4}{108} = \text{n.° Eq-g}_{(O_2)} \Rightarrow \text{n.° Eq-g}_{(O_2)} = 0,05$

2.ª Ley de Faraday: $\text{n.° Eq}-g_{(Ag)} = \text{n.° Eq}-g_{(O_2)}$

Luego, como en el cátodo se deposita 5,4 g de plata, entonces:

$\frac{5,4}{108} = \text{n.° Eq-g}_{(O_2)} \Rightarrow \text{n.° Eq-g}_{(O_2)} = 0,05$

Analizando las respuestas: I V; II V; III V

37. Indique verdadero (V) o falso (F) a cada una de las proposiciones siguientes:

I. Existen varios tipos o clases de celdas galvánicas; según los diferentes tipos de electrodos.

II. El puente salino evita la acumulación de cargas positivas en el cátodo y la acumulación de carga negativa en el ánodo de una celda galvánica.

III. El platino (Pt) y el grafito ($C_{(s)}$) son componentes inertes de cierto tipo de electrodo, pues no sufren cambios de masa durante un proceso redox espontáneo.

Resolución:

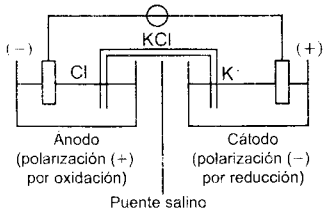
De acuerdo a las proposiciones:

I. **Verdadero**

La variedad de las celdas galvánicas depende no solo de los tipos de electrodos, sino también de los electrolitos, tenemos:

- Pilas secas
- Acumuladores de Pb
- Celdas de combustión, etc.

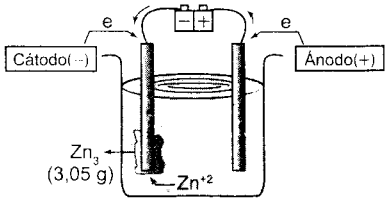
II. **Falso**
El puente salino evita la polarización de las semiceldas en el orden:



III. **Verdadero**
Los materiales como: grafito (C); platino (Pt)
Se usan como electrodos inertes, ya que no sufren transformaciones durante el proceso redox.

38. Una corriente de 5 amperios fluye exactamente 30 minutos y deposita 3,05 g de Zn en el cátodo. Halle el peso Eq-g del cinc.
Dato: 1 faraday = 996 500 coulomb.

Resolución:



Reacción en el cátodo:

$Zn^{+2}_{(ac)} + 2\,e \longrightarrow Zn_{(s)}$

Aplicando la 1.ª Ley de Faraday

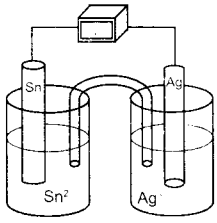
$$m_{(Zn)} = \frac{1Eq\text{-}g\,(I)(t)}{96\,500}$$

PE : peso equivalente
I : intensidad de corriente (A = C/s)
t : tiempo (s)
s : masa (g)

Reemplazando valores:

$$3{,}05 = \frac{1Eq\text{-}g\,(5 \times 30 \times 60)}{96\,500} \Rightarrow 1\ Eq\text{-}g = 32{,}7\ g$$

39. En la celda galvánica representada en la figura:



Indique verdadero (V) o falso (F) respecto a las siguientes proposiciones:

I. La reacción es:
$Sn + 2Ag^{+}_{(ac)} \longrightarrow 2Ag + Sn^{2+}_{(ac)}$

II. El potencial de celda es 0,659 V.

III. El flujo de electrones va desde el estaño hacia la plata por el circuito externo.

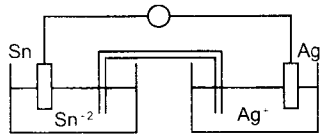
Datos:

$Sn^{2+}_{(ac)} + 2\,e^{-} \longrightarrow Sn;\ E° = -0{,}140\ V$

$Ag^{-}_{(ac)} + e^{-} \longrightarrow Ag;\ E° = 0{,}799\ V$

Resolución:

De acuerdo al diagrama de la celda:



I. **Verdadero**
Del gráfico se observa que el Sn es el ánodo por lo que se oxida:

$Sn + 2Ag^{+} \longrightarrow Sn^{-2} + 2Ag$

$n.°\ e^{-}_{transf.} = 2$

II. **Falso**
Considerando los datos siguientes:

$Sn^{+2} + 2\,e \longrightarrow Sn;\ -0{,}140\ V$

$Ag^{+} + 1\,e \longrightarrow Ag;\ +0{,}799\ V$

El potencial estándar de la celda es:

$\varepsilon^0 = \varepsilon^0_{oxi} + \varepsilon^0_{red}$

$\varepsilon^0 = +0{,}140\ V + 0{,}799\ V = +0{,}929\ V$

III. **Verdadero**
En toda celda galvánica el flujo de electrones es desde el ánodo (Sn) hacia el cátodo (Ag).

40. Indique verdadero (V) o falso (F) en las proposiciones siguientes:

I. La electrólisis es un proceso redox no espontáneo que se desarrolla con una fuerza electromotriz externa de corriente eléctrica alterna.

II. En la celda electrolítica los electrodos pueden ser inertes o activos.

III. El cátodo tiene signo positivo y el ánodo tiene signo negativo en las celdas electrolíticas.

Resolución:

Sobre la electrólisis:

I. **Falso**
Corresponde a un proceso redox no espontáneo generado por el paso de corriente eléctrica del tipo continua.

II. **Verdadero**
La corriente eléctrica llega al electrolito por los electrodos, que pueden ser:
- Inertes: no se consumen.
- Activos: se consumen.

III. **Falso**
Polaridades de los electrodos en una celda electrolítica:
- Ánodo (+): atrae aniones
- Cátodo (−): atrae cationes.

41. En la electrólisis del $CuSO_4$, usando electrolitos inertes, indique qué procesos(s) no es(son) correcto(s):

I. $2H_2O_{(l)} \longrightarrow O_{2(g)} + 4H^+_{(ac)} + 4e^-$

II. $Cu^{2+}_{(ac)} + 2\,e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$

III. $SO^{2-}_{4(ac)} + 2\,e^- \longrightarrow SO_{2(g)} + O_{2(g)}$

Resolución:

Para la electrólisis del $CuSO_4$ acuoso se tiene los productos:

- **Cátodo:** Reducción del Cu^{+2}:
  $Cu^{-2} + 2\,e^- \longrightarrow Cu$
- **Ánodo:** Oxidación del H_2O:
  $2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4\,e^-$
  El ión SO_4^{-2} no se oxida ya que posee menor ε^0_{oxi} que el H_2O

Por lo tanto, son correctos I y II.

42. En la electrólisis del $CuSO_4\ 5H_2O_{(ac)}$:

I. ¿Qué masa de cobre se deposita en el cátodo al paso de 0,75 A, durante 10 minutos?

II. Si el volumen de la solución es 1 L, ¿cuál será el pH al final del proceso? $\overline{A}_r$: Cu = 63,5

Resolución:

De la electrólisis del $CuSO_4\ 5H_2O$ acuoso, nos piden:

I. Masa de cobre (PA = 63,5) depositado si:
$I = 0{,}75\ A$
$t = 10\ min = 600\ s$

$$PE_{Cu} = \frac{PA}{\theta} = \frac{63{,}5}{2} = 31{,}75$$

$$\therefore\ m = \frac{(PE_g)(I)(t)}{96\,500}$$

$$m = \frac{31{,}75 \times 0{,}75 \times 600}{96\,500} = 0{,}148\ g$$

II. Para un volumen de 1 L el pH de la solución:
Ánodo: oxidación del H_2O
$2H_2O \longrightarrow O_2 + 4H^+ + 4\,e$
Se cumple:
n.° Eq-g(Cu) = n.° Eq-g(H^+)

$$\frac{m}{PE} = \text{n.° Eq-g}(H^+) \Rightarrow \frac{0{,}148}{31{,}75} = \text{n.° Eq-g}(H^+)$$

$\therefore$ n.° Eq-gH^+ = 0,0047 = n.° moles H^+

$$[H^+] = \frac{0{,}0047}{1} = 0{,}0047$$

$$pH = -\log(0{,}0047) = 2{,}33$$

43. En una pila de uso en equipos electrónicos se hace utilidad de la reacción química:

$$2AgCl_{(s)} + Zn_{(s)} \longrightarrow ZnCl_{2(s)} + Ag_{(s)}$$

Si esta pila proporciona una corriente de 0,5 mA, ¿durante cuánto tiempo podrá hacerlo si partimos de 6,53 g de Zn y se espera que se consuma totalmente al reaccionar con ligero exceso de AgCl (dar respuesta en días)?

Elemento	Zn	Ag
$\overline{A}_r$	65,3	108

Resolución:

A partir del proceso redox

$$2AgCl + \overset{(0)}{Zn} \longrightarrow \overset{(+2)}{ZnCl_2} + Ag$$

$\theta = 2$

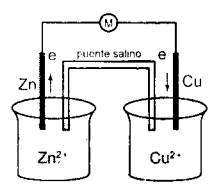
$$PE_{Zn} = \frac{PA}{\theta} = \frac{65{,}3}{2} = 32{,}65$$

Si se dispone de 6,53 g de Zn para producir una corriente de:
$I = 0{,}5\ mA = 5 \times 10^{-4}\ A$
El tiempo de consumo lo hallamos de:

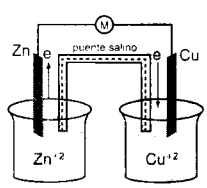
$$M = \frac{(PE_g)(I)(t)}{96\,500} \Rightarrow 6{,}53\ g = \frac{(32{,}65)(5 \times 10^{-4})(t)}{96\,500}$$

$t = 3{,}86 \times 10^7\ s \Rightarrow t = 446{,}8$ días

44. Un pequeño motor requiere para su funcionamiento una corriente constante de 1 amperio. Si una pila galvánica, tal como se muestra en la figura, funciona durante una hora, ¿qué cantidad de cobre, en gramos, se reducirá en el cátodo?



Resolución:



Según el esquema de la pila y el sentido del flujo electrónico debe ocurrir la reducción del Cu^{-2}
Como: Q = It (I = 1 A; t = 3600 s)
$Cu^{+2} + 2\,e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$
2 mol (e^-) $\longrightarrow$ 1mol Cu
2(96 500 C) $\longrightarrow$ 63,5 g
3600 C $\longrightarrow$ m_{Cu}
Entonces:

$$m_{Cu} = \frac{3600 \times 63{,}5}{2 \times 96\,500}\ g \Rightarrow m_{Cu} = 1{,}18\ g \approx 1{,}2\ g$$

45. A través de 3 celdas electrolíticas se deja circular 1 F de corriente.

Celda A: $NaNO_{3(ac)}$

Celda B: $CuSO_{4(ac)}$

Celda C: $CuCl_{2(ac)}$

Luego de determinar las reacciones en cada celda calcule:

I. Volumen de O_2 (L) total en CN.

II. Numero de moles de Cu total depositado.

Resolución:

Los productos electrolíticos de 3 celdas conectadas en serie son:

Electrolito	Ánodo	Cátodo
$NaNO_{3(ac)}$	O_2	H_2
+2 $CuSO_{4(ac)}$	O_2	Cu
+2 $CuCl_{2(ac)}$	Cl_2	Cu

Se hace circular 1 faraday de carga por lo que se obtiene 1 Eq-g en cada electrodo

O_2: n.° Eq-g_T = 2

$m = 2 \times 8 = 16$ g

$$\text{n.° moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{16}{32} = 0{,}5$$

$$\therefore V_{(CN)} = 0{,}5 \times 22{,}4 \text{ L} = 11{,}2 \text{ L}$$

Cu: n.° Eq-g_T = 2

$$PE_{(Cu)} = \frac{PA}{\theta} = \frac{63{,}5}{2} \text{ g}$$

$$m = 2 \times \frac{63{,}5}{2} = 63{,}5 \text{ g}$$

$$\text{n.° moles} = \frac{m}{PA} = \frac{63{,}5}{63{,}5} = 1$$

46. La pila de Cd/Zn y la pila seca son dos ejemplos de celdas galvánicas de amplio uso a nivel comercial. La primera genera un voltaje de 1,4 V, mientras que la segunda genera 0,62 V. A continuación se dan los E^0_{red} de algunas semiceldas; encuentre usted una alternativa que supere el voltaje de la pila seca, en el orden: oxidación–reducción.

Semicelda	$Zn^{2-}_{(ac)}/Zn_{(s)}$	$Cd^{2-}_{(ac)}/Cd_{(s)}$	$HgO_{(s)}/Hg_{(l)}$
ε^0_{red} (V)	−0,76(I)	−0,40 (II)	+0,64(III)

Resolución:

Datos de potenciales, estándar de reducción:

Semicelda	ε^0_{red} (V)
Zn^{-2}/Zn	−0,76
Cd^{+2}/Cd	−0,40
HgO/Hg	+0,64

Nos piden averiguar qué semiceldas se deben conectar para producir mayor voltaje que la pila seca:

ε = +0,62 V

Escogemos:

Ánodo: Mayor ε^0_{oxi}

Zn/Zn^{-2}; + 0,76 V (I)

Cátodo: mayor ε^0_{red}

HgO / Hg; + 0,64 V (III)

$$\Rightarrow \varepsilon^0_{celda} = +0{,}76 \text{ V} + 0{,}64 \text{ V} \quad \therefore \varepsilon^0_{celda} = +1{,}42 \text{ V}$$

47. Durante la electrólisis de una solución concentrada de NaCl sucede la reacción química:

$$NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow NaOH_{(ac)} + \frac{1}{2}H_{2(g)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)}$$

liberándose $H_{2(g)}$ en el cátodo y $Cl_{2(g)}$ en el ánodo. Si circuló 10 amperios a través de la celda electrolítica durante 1,5 horas. ¿cuántos gramos de H_2O se descomponen en la reacción de electrólisis?

Resolución:

Durante la electrólisis de la salmuera (NaCl acuoso), se produce la reacción.

$$\overset{(+1)}{NaCl} + H_2O \longrightarrow \overset{(0)}{NaOH + H_2} + Cl_2$$

$\theta = 2$

$$PE_{H_2O} = \frac{\overline{M}}{\theta} = \frac{18}{2} = 9 \text{ g}$$

Además: I = 10 A

t = 1,5 horas = 5400 s

Luego, la masa de agua que se descompone es:

$$m = \frac{(PE)(I)(t)}{96\,500} = \frac{9 \times 10 \times 5400}{96\,500} \Rightarrow m = 5 \text{ g } H_2O$$

48. Las magnitudes (pero no los signos) de los potenciales estándar del electrodo de dos metales X e Y son:

$X^{+2} + 2\,e \longrightarrow X \qquad |\varepsilon^0| = 0{,}25$ V

$Y^{+2} + 2\,e \longrightarrow Y \qquad |\varepsilon^0| = 0{,}84$ V

Donde la notación $|\varepsilon^0|$ corresponde al valor absoluto de ε^0. Cuando se conectan las semiceldas X e Y, los electrones fluyen de X hacia Y. Cuando se conecta X a un electrodo estándar de hidrógeno, los electrones fluyen de X hacia el electrodo de hidrógeno. ¿Cuál es la fuerza electromotriz estándar (V) de una celda formada por X e Y?

Resolución:

Se tiene los valores absolutos de los potenciales estándar de reducción (E):

$X^{+2} + 2\,e \longrightarrow X; \qquad |\varepsilon^0| = 0{,}25$ V

$Y^{+2} + 2\,e \longrightarrow Y; \qquad |\varepsilon^0| = 0{,}34$ V

Cuando se conectan las semiceldas que contienen a los metales X y Y, los electrones fluyen de X a Y

X es el ánodo

Cuando se conecta X al electrodo normal de hidrógeno los electrones fluyen de X al hidrógeno

$(\varepsilon^0 = 0)$

$\Rightarrow \varepsilon^0_{oxi}(X) - 0 \Rightarrow \varepsilon^0_{oxi} = +0{,}25\ V$

Luego, el potencial de la celda X/Y es:

$$\varepsilon^0 = \underbrace{\varepsilon^0_{oxi}}_{X} + \underbrace{\varepsilon^0_{red}}_{Y^{-2}}$$

$\varepsilon^0 = +0{,}25\ V + 0{,}84\ V = +1{,}09\ V$

49. Señale verdadero (V) o falso (F) en las siguientes proposiciones:

I. En la pila primaria de Le-Clanché, ocurre la oxidación del cinc en el descargado.

II. Las pilas alcalinas poseen mayor duración debido al electrolito básico de NaOH; luego son recargables después de su primer uso.

III. En un acumulador de plomo (batería), los electrodos anódico y catódico son plomo esponjoso (Pb) y PbO_2 respectivamente.

IV. El acumulador de plomo, en el momento de descarga se comporta como una celda galvánica y luego al cargársele (recarga) actúa como una celda electrolítica.

Resolución:

I. (V) La pila de Le-Clanche (pila seca) tiene como electrodos al grafito (cátodo) y al Zn (ánodo). Es una pila primaria porque es no recargable.

II. (F) Las pilas alcalinas poseen como electrolito sustancias básicas, (KOH) se caracterizan por no ser recargables y son menos durables que una batería (pila secundaria).

III. (V) Los electrodos de un acumulador de plomo (pila secundaria) son el dióxido de plomo, (PbO_2) que actúa como cátodo y el plomo, (Pb), que actúa como ánodo.

IV. (V) Porque las reacciones químicas que ocurren en el interior de una batería son de naturaleza reversible, observándose que:

- Cuando se descarga, se comporta como una celda galvánica.
- Cuando se recarga, se comporta como una celda electrolítica.

Al llegar al equilibrio, el voltaje se hace cero.

$\therefore$ VFVV

50. Calcular la intensidad de la corriente que se necesita para descomponer 13,45 g de cloruro cúprico en disolución acuosa en un tiempo de 50 minutos. Masa atómica: (Cu = 63,5)

Resolución:

El cloruro cúprico es: $CuCl_2$

$\overline{M}\ (CuCl_2) = 1(63{,}5) + 2(35{,}5) = 134{,}5$

$Cu\ Cl_2$

$\llcorner$ valencia = 2

$t = 50\ min = 300\ s;\ m = 13{,}45\ g$

Apliquemos la ley de Faraday

$96\ 500 \longrightarrow 1\ Eq \qquad Eq = \dfrac{\overline{M}}{V_a}$

$It \longrightarrow m$

$$I = \frac{(96\,500)(m)}{(t)(Eq)} \Rightarrow I = \frac{96\,500 \times 13{,}45}{3000 \times \frac{134{,}5}{2}} = 6{,}4\ A$$

Luego la intensidad que se necesita es de 6,4 A.

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

Cuando se pasan 0,5 amperios durante 20 minutos, por una celda electrolítica que contiene una solución de sulfato de un metal divalente, se deposita 0,198 gramos de masa en el cátodo. ¿Cuál es la masa atómica del metal? Dato: 1 faraday = 96 500 coulomb

A) 31,9 B) 63,8 C) 95,6 D) 127,4 E) 159,3

Resolución:

Datos: $I = 0{,}5\ A;\ t = 20\ min = 1200\ s$

$m_{metal} = 0{,}198\ g$

Metal divalente: M^{2+}

Por la 1.ª ley de Faraday

$$masa = \frac{Meq(I)(t)}{96\,500} \quad y \quad Meq = \frac{mA}{\theta}$$

Reemplazando:

$$0{,}198 = \frac{\frac{mA}{2}(0{,}5)(1200)}{96\,500} \Rightarrow mA_{metal} = 63{,}8$$

Clave: B

PROBLEMA 2 (UNI 2013 - I)

Se electroliza una disolución acuosa que contiene K_2SO_4 al 10% en masa, empleando una corriente de 8 amperios y durante 6 horas. Calcule la cantidad de agua descompuesta, en gramos.

Masa atómica: H = 1; O = 16

Constante de Faraday = 96 500 Coulomb

A) 48,34 B) 96,68 C) 99,34
D) 108,42 E) 124,34

Resolución:

En la electrólisis de la solución de $K_2SO_{4(ac)}$ la sustancia que se descompone es el agua, se cumple:

$$1\ F \xrightarrow{\text{descompone}} 1\ Eq_{H_2O}$$

$$\downarrow \qquad\qquad \downarrow$$

$$96\ 500\ C \longrightarrow 9\ g\ H_2O$$

$$\Rightarrow (8\ A)(6\ h)\left(\frac{3600\ s}{h}\right) \longrightarrow m\ H_2O$$

$\therefore mH_2O = 16{,}11\ g$

Observación

Considerando que el tiempo es de 36 h la respuesta es: 96,68 g de agua y la respuesta sería la opción B.

Clave: B

PROBLEMA 3 (UNI 2012 - I)

Dados los siguientes valores de potenciales estándares de reducción a 25 °C:

$Cu^{+}_{(ac)} + e^{-} \longrightarrow Cu_{(s)}$ 0,52 V

$Cu^{2+}_{(ac)} + 2\,e^{-} \longrightarrow Cu_{(s)}$ 0,34 V

Indique cuáles de las siguientes proposiciones son verdaderas:

I. El Cu^{-} se oxida con mayor facilidad que el Cu^{2-}.

II. La reacción: $2Cu^{-}_{(ac)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(ac)} + Cu_{(s)}$ es espontánea a 25 °C.

III. El potencial estándar de la reacción $2Cu^{+}_{(ac)} + 2\,e^{-} \longrightarrow 2Cu_{(s)}$ es 0,52 V.

A) I y II B) I y III C) II y III D) Solo II E) Solo III

Resolución:

Respecto a los datos de los potenciales.

I. **Falso**
El ion Cu^{1-} posee mayor poder oxidante que el ión Cu^{2-}, por lo que el ión Cu^{1-} tiene menor capacidad para la oxidación.

II. **Verdadero**
$Cu^{2+} + 1\,e \longrightarrow Cu \quad \varepsilon^{0} = 0,15$ V
Para la reacción $2Cu^{1-}_{(ac)} \longrightarrow Cu^{2-}_{(ac)} + Cu_{(s)}$
$\varepsilon^{0}_{Rxn} = \varepsilon^{0}(Cu^{1-} / Cu^{2+}) + \varepsilon^{0}(Cu^{1-} / Cu)$
$= -0,16\text{ V} + (+0,52\text{ V}) = +0,36$ V
Por lo tanto, la reacción es espontánea

III. **Verdadero**
Los potenciales estándar no son afectados al multiplicar por otros coeficientes a las semirreacciones.

Clave: C

PROBLEMA 4 (UNI 2012 - II)

Un estudiante sumerge 2 electrodos, uno de Cu y otro de Zn en un vaso con agua de caño; los conecta a un pequeño foco LED y observa que este se enciende. Indique cuáles de las siguientes proposiciones son correctas:

I. El agua cumple la función de electrolito.

II. La diferencia de potencial que se ha generado es negativa.

III. El foco enciende porque se forma una celda galvánica.

A) I y II B) I y III C) II y III D) Solo II E) Solo III

Resolución:

Según lo descrito en la experiencia:

I. (V) Considerando que el agua del caño, por contener iones disueltos, es un conductor eléctrico de segunda especie, es decir, actúa como el electrolito.

II. (F) Al observar que el pequeño foco LED enciende, se puede concluir que el sistema produce voltaje, es decir, su diferencia de potencial es positiva.

III. (V) En el sistema formado ocurre la conversión de energía química en energía eléctrica, por lo que se estaría constituyendo una celda galvánica.

Clave: B

PROBLEMA 5 (UNI 2012 - II)

Las siguientes cuatro celdas electrolíticas que operan con ácidos y electrodos inertes, se encuentran conectadas en serie:

Celda	1	2	3	4
Electrolito	$HX_{(ac)}$	$H_2Y_{(ac)}$	$H_3Z_{(ac)}$	$H_4W_{(ac)}$

Cuando se produce la electrólisis simultánea en las cuatro celdas, se genera $H_{2(g)}$ en cada una de ellas. La cantidad de $H_{2(g)}$ generada en las celdas es:

A) Igual en todas las celdas.
B) En la celda 2 es el doble de la celda 1.
C) En la celda 4 es el doble de la celda 2.
D) En la celda 3 es el triple de la celda 1.
E) En la celda 2 es 3/2 de la celda 3.

Resolución:

Considerando la electrólisis del agua acidulada en cada una de las celdas electroliticas.

Cátodo: $2H^{-}_{(ac)} + 2\,e^{-} \longrightarrow H_{2(g)}$

De acuerdo a la ley de Faraday, la misma cantidad de electricidad genera la misma cantidad de $H_{2(g)}$ en cada una de las celdas si están conectadas en serie.

Clave: A

PROBLEMA 6 (UNI 2013 - I)

Dadas las siguientes proposiciones referidas a celdas galvánicas en condiciones estándar, ¿cuáles son correctas?

I. El $Sn^{2-}_{(ac)}$ puede reducir el ión $Cu^{2+}_{(ac)}$ a $Cu_{(s)}$

II. El ión $Ag^{+}_{(ac)}$ puede oxidar al $Zn_{(s)}$

III. El potencial de la celda
$Cu_{(s)} / Cu^{2+}_{(ac)}$ (1 M) / / $Ag^{-}_{(ac)}$ (1 M) / $Ag_{(s)}$ es 1,14 V.

Potencial estándar de reducción:
$Sn^{4+} / Sn^{2-} = 0,15$ V; $Cu^{2+} / Cu = 0,34$ V
$Ag^{-} / Ag = 0,80$ V; $Zn^{2-} / Zn = -0,76$ V

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

Resolución:

Ordenando los potenciales estándar de reducción:

$Ag^{+} / Ag \quad \varepsilon^{0}_{red}$
$\varepsilon^{0} = +0,80$ V

$Cu^{2+} / Cu \quad \varepsilon^{0} = +0,34$ V
$Sn^{4-} / Sn^{2+} \quad \varepsilon^{0} = -0,15$ V
$Zn^{2-} / Zn \quad \varepsilon^{0} = -0,76$ V

Facilidad para la reducción $\} \; Ag^{+} > Cu^{2+} > Sn^{4+} > Zn^{2+}$

Facilidad para la oxidación $\} \; Zn > Sn^{2+} > Cu > Ag$

Por lo expuesto:

I. **Verdadero (V)**
El Cu^{2+} se reduce debido a su mayor potencial de reducción respecto al Sn^{4+} (el Sn^{2+} se oxida).

II. **Verdadero (V)**
El ion Ag^{+} por su mayor potencial de reducción puede provocar la oxidación del Zn.

III. **Falso (F)**

Ánodo $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2\,e^{-} \quad \varepsilon^{0} = -0{,}34\ V$

Cátodo $2Ag^{+} + 2\,e^{-} \longrightarrow 2Ag \quad \varepsilon^{0} = +0{,}80\ V$

$2Ag^{+} + Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2Ag \quad \varepsilon^{0} = +0{,}46\ V$

Clave: D

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. En la siguiente reacción redox que ocurre a 298 K
$2Al + 3Mn^{+2} \longrightarrow 2Al^{+3} + 3Mn$
Indicar las proposiciones incorrectas:
I. El agente oxidante es Al.
II. Se transfiere 6 electrones.
III. El Mn^{+2} se traslada hacia el cátodo.

A) Solo I B) II y III C) Solo III
D) I y III E) Solo II

2. Para depositar todo el Cu y el Cd de una disolución de $CuSO_4$ y $CdSO_4$ en agua, se han necesitado 1,20 faraday de electricidad. La mezcla de Cu y el Cd que se ha depositado pesaba 50,36 g, ¿cuántos gramos de $CuSO_4$ había en la disolución?
PA (Cu = 63,5; Cd = 112,4)

A) 37,45 B) 47,58 C) 52,65
D) 55,68 E) 62,42

3. Señalar lo correcto respecto a la electrólisis del $NaCl_{(ac)}$ concentrado:

A) En el ánodo se produce oxígeno gaseoso.
B) En el cátodo se obtiene Cl_2.
C) En el ánodo se produce hidrógeno gaseoso.
D) En el cátodo se produce la reducción del Na^+.
E) Uno de los productos formados es NaOH.

4. Una celda electrolítica contiene una disolución de $CuSO_4$ y un ánodo de cobre impuro. Calcular los kilogramos de cobre que se refinarán, es decir, los que se depositan en el cátodo, con una corriente de 150 A durante 24 horas. PA (Cu = 63,5)

A) 2,13 B) 4,26 C) 8,53
D) 3,19 E) 5,33

5. Se electroliza una disolución acuosa de $CuSO_4$. Si en el ánodo se liberan 5 g de $O_{2(g)}$ medidos en condiciones normales, determinar la concentración molar del H en la solución resultante cuyo volumen es 500 mL.

A) 1,25 M B) 0,625 M C) 1,875 M
D) 3,125 M E) 2,50 M

6. Determinar la carga precisa en una celda electrolítica, necesaria para la producción de 490 g de $NaClO_4$ a partir de $NaClO_3$, si a causa de reacciones secundarias el rendimiento del ánodo es del 60%. PA (Ni = 59)

A) $1,29 \times 10^{5}$ C B) $7,722 \times 10^{5}$ C
C) $4,63 \times 10^{5}$ C D) $2,58 \times 10^{5}$ C
E) $2,58 \times 10^{6}$ C

7. Se electroliza durante cierto tiempo y con una determinada corriente, 400 mL de una solución acuosa de sulfato de cinc. En el cátodo se deposita todo el metal contenido en dicha solución y en el ánodo se desprenden 31,2 litros de oxígeno recogidos sobre agua a 27 °C, siendo la presión de la mezcla obtenida 626,8 mmHg. Determinar la normalidad del electrolito. $P^{27\,°C}_{H_2O} = 26,8$ mmHg

A) 5,6 Eq-g/ L B) 8 Eq-g/ L
C) 10 Eq-g/ L D) 7,9 Eq-g/ L
E) 11 Eq-g/ L

8. Se hace pasar por una disolución de sal de oro, la misma cantidad de electricidad que es capaz de depositar 4,316 g de plata; depositándose 2,628 g de oro. Determinar la masa equivalente del oro y el estado de oxidación que presenta en la sal.
PA (Ag = 107,9; Au = 197,1)

A) 197,1; +3 B) 197,1; +1
C) 65,7; +1 D) 65,7; +3
E) 98,55; +2

9. Una corriente de 2 A pasa simultáneamente a través de disoluciones de HNO_3 y H_2SO_4 durante dos horas. Determinar el volumen total de hidrógeno liberado, medido en condiciones normales.

A) 0,836 L B) 2,51 L C) 3,34 L
D) 1,7 L E) 4,18 L

10. Determinar la cantidad de carga que se debe utilizar sobre NaCl fundido para desprender 8,40 L de Cl_2 a condiciones normales. PA (Na = 23; Cl = 35,5)

A) 193 000 C B) 72 375 C C) 289 500 C
D) 144 750 C E) 241 250 C

11. Se hacen pasar exactamente 0,60 F a través de tres celdas electrolíticas conectadas en serie. Una contiene nitrato de plata, la otra sulfato de cinc y la última nitrato férrico. Suponiendo que cada reacción catódica es únicamente la reducción del ión a metal. Calcular la masa total de los metales depositados en los cátodos.
PA (Fe = 56; Zn = 65,4; Ag = 108)

A) 115,24 g B) 118,02 g C) 137,64 g
D) 95,62 g E) 101,22 g

12. Determinar la masa de aluminio formada en una celda electrolítica, a partir de $AlCl_3$ fundido, por el paso de 289 500 C sobre dicha sal. PA (Al = 27)

A) 4,5 g B) 9 g C) 13,5 g
D) 18 g E) 27 g

13. Determinar la intensidad de la corriente necesaria para depositar en el cátodo 98,5 g de oro por hora de una disolución que contiene una sal de oro trivalente. PA (Au = 197)

A) 20,1 A B) 13,40 C) 40,2
D) 4,46 E) 24,13

14. Se utiliza una corriente de 30 A para niquelar una superficie con un baño de $NiSO_4$ durante una hora. En el cátodo, se forman H_2 y Ni. El rendimiento de corriente en relación con la formación de Ni es del 60%. Calcular el espesor del depósito si el cátodo está formado por una hoja de metal cuadrado de 4 cm de lado, teniendo en cuenta que el recubrimiento es por ambos lados. La densidad del Ni es 8,9 g/cm^3. PA (Ni = 59)

A) 0,14 cm B) 0,070 cm C) 0,035 cm
D) 0,116 cm E) 0,058 cm

15. Por electrólisis de una disolución de carbonato sódico con algo de acetato sódico y utilizando ánodos de plomo se forma y precipita albayalde, un carbonato básico de plomo de fórmula $(2PbCO_3).Pb(OH)_2$. Calcular la cantidad de albayalde que se obtiene por hora en una cuba que funciona a 3000 A, con un rendimiento de corriente del 97%. PA (Pb = 207)

A) 3542 g B) 3872 g C) 4207 g
D) 5425 g E) 6327 g

16. En un baño cianurado de cobre y cinc, se introduce como cátodo una lámina de hierro de 36 cm^3 de superficie total y se electroliza durante 50 minutos a una densidad de corriente de 0,3 A/dm^2. Sobre la lámina se depositan 0,106 g de latón de un 71,3% de cobre. Calcular el rendimiento de la corriente. El cobre se encuentra en la disolución en forma cuprosa. PA (Cu = 63,5; Zn = 65,4)

A) 17,4% B) 27,9% C) 63,1%
D) 36,2% E) 43,6%

17. ¿Cuál es el valor numérico del potencial normal de la pila?

$$2Cr_{(s)} + 3Cu^{+2}_{(ac)} \longrightarrow 2Cr^{+3}_{(ac)} + 3Cu_{(s)}$$

Semirreacción	E° (V)
$Cr^{+3} + 3e \longrightarrow Cr$	−0,74
$Cr^{+3} + e \longrightarrow Cr^{+2}$	−0,41
$Cr_2O_7^{-2} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$	1,33
$Cu^+ + e \longrightarrow Cu$	0,52
$Cu^{+2} + 2e \longrightarrow Cu$	0,34
$Cu^+ + e \longrightarrow Cu^-$	0,15

A) 1,08 V B) − 0,4 V C) 0,4 V
D) 1,08 V E) 2,5 V

18. Respecto a las siguientes proposiciones, señalar lo correcto.

I. En la electrólisis de una solución acuosa de Na_2SO_4 0,01 M, se libera H_2 en el cátodo.
II. En una celda electrolítica de $CuSO_{4(ac)}$, se deposita cobre en el cátodo.
III. Una solución concentrada de NaCl libera O_2 en el ánodo durante una electrólisis.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I, II y III E) I y II

19. Señalar verdadero (V) o falso (F), según corresponda respecto a la electrólisis:

I. En la electrólisis de una solución acuosa de cloruro de sodio, se obtiene hidrógeno gaseoso en el cátodo.
II. En la electrólisis del agua acidulada, se obtiene oxígeno gaseoso en el cátodo.
III. En la electrólisis de una solución acuosa de $CuSO_4$, se obtiene Cu en el cátodo y oxígeno en el ánodo.

A) FVV B) FFV C) VFV
D) VFF E) VVV

20. Se ha electrolizado una determinada disolución de K_2SO_4 usando electrodos de platino. El volumen total de los gases desprendido, medidos en condiciones normales fue de 67,2 mL. Suponiendo que la eficacia de la corriente es del 100% y que no hay pérdida de gases al recogerlos y medirlos, ¿cuántos coulomb de electricidad se han consumido?

A) 197 000 B) 215 000 C) 283 000
D) 386 000 E) 210 000

21. Cuando se electroliza una disolución de KI usando electrodos de plata porosa, se desprende gas H_2 en el electrodo negativo (cátodo) y se deposita AgI insoluble en los poros del electrodo positivo (ánodo). Todo el AgI que se forma queda adherido en los poros del ánodo. Al final del experimento, el ánodo ha aumentado de peso en 5,076 g y se han recogido 530 mL de H_2, medidos a 27 °C y a 720 mmHg de presión. Calcular el peso atómico del yodo. PA (Ag = 108)

A) 123,0 B) 128,1 C) 138,2
D) 141,0 E) 145,8

22. Una sal potásica de un ácido ternario de molibdeno (Mo = 95,95 u) tiene como fórmula K_2MoO_x. Cuando se electroliza una solución acidificada de K_2MoO_x, entre electrodos de platino, solamente se desprende oxígeno gaseoso en el electrodo positivo, y molibdeno metálico que se deposita en el electrodo negativo. Cuando se mantienen la electrólisis hasta que se depositan 0,3454 g de molibdeno, se recogen al mismo tiempo 121,0 mL de O_2 medidos en CN. Determinar la fórmula de la sal.

A) $KMnO_4$ B) K_2MoO_2 C) K_2MoO_3
D) K_2MoO_4 E) K_2MoO_5

23. Para una reacción empírica dada por:
X / X^{+} (0,0001 M) // X^{+} (0,001 M) / X. Determinar el potencial de la pila.

A) 0,0295 V B) 0,04425 V
C) 0,0197 V D) 0,13275 V
E) 0,199125 V

24. Determinar la masa de $MgSO_4$ que se puede descomponer por el paso de 3,86 A durante 25 minutos. PA (Mg = 24; S = 32).

A) 0,9 g B) 1,2 g C) 1,8 g
D) 3,6 g E) 2,4 g

25. En la electrólisis de una solución de $Cu(NO_3)_2$, determinar cuántos equivalentes gramo de esta sal se descomponen al paso de $5,79 \times 10^5$ C.

A) 2 B) 3 C) 4
D) 5 E) 6

26. Con respecto a las celdas electrolíticas, señalar lo correcto.

I. En el cátodo, ocurre la reducción.
II. Las reacciones redox producidas ocurren espontáneamente.
III. Los electrones fluyen por el circuito externo del cátodo al ánodo.

A) I y II B) I y III C) II y III
D) I, II y III E) Solo I

27. Los electrodos de una batería de plomo están hechos de Pb y PbO_2. Determinar la reacción total durante la descarga.

$$Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$$

Calcular la masa mínima de plomo (contando todas las formas químicas del elemento) en una batería, si está diseñada para suministrar 100 amperios-hora. Suponga que el coeficiente de utilización es del 25%. Este es el porcentaje de Pb y PbO_2 de la batería realmente disponible para las reacciones electrolíticas. PA (Pb = 207)

A) 3,08 kg B) 0,772 kg C) 2,31 kg
D) 1,54 kg E) 4,62 kg

28. El peróxido de hidrógeno puede obtenerse por las reacciones sucesivas:

$$2NH_4HSO_4 \longrightarrow (NH_4)_2S_2O_8 + H_2$$
$$(NH_4)_2S_2O_8 + 2H_2O \longrightarrow 2NH_4HSO_4 + H_2O_2$$

La primera reacción es una reacción electrolítica y la segunda es una destilación de vapor de agua. Determinar la corriente que debería utilizarse en la primera reacción de modo que se obtenga suficiente producto intermedio para producir 200 g de H_2O_2 puro por hora. Considerar un rendimiento anódico del 50%. PA (S = 32)

A) 315 A B) 630 A C) 158 A
D) 473 A E) 788 A

29. Calcular el potencial de la pila formada por:
Cu / Cu^{2+} (0,001 M) // Cu^{2+} (0,1 M) / Cu

A) 0,118 V B) 0,177 V C) 0,059 V
D) 0,0295 V E) 0,01475 V

30. En la siguiente celda galvánica, se desea determinar el potencial de la pila:

Al / Al^{3+} (0,0001 M) // Al^{3+} (0,001 M) / Al

A) 0,01475 V B) 0,0295 V C) 0,04425 V
D) 0,0196 V E) 0,177 V

31. Calcular las horas requeridas para depositar todo el Ni contenido en 400 mL de una disolución acuosa 0,35 M de $NiSO_4$, utilizando una corriente de 0,650 A. PA (Ni = 59)

A) 180,08 B) 11,54 C) 216,16
D) 54,04 E) 162,12

32. Si 250 mL de una solución acuosa de $CuCl_2$ 0,40 M se electroliza usando una corriente de 3 A durante 45 minutos. Determinar la concentración final del Cu^{2+} en la disolución suponiendo que la variación de volumen es despreciable.

A) 0,167 M B) 0,336 M C) 0,064 M
D) 0,176 M E) 0,232 M

33. En la electrólisis de una solución de $CuSO_4$, durante 6 minutos con una corriente de 2,895 A, determinar las masas de cobre metálico que se deposita en el cátodo en esta electrólisis.
PA (Cu = 63,5)

A) 0,0057 g B) 0,3425 g C) 0,0114 g
D) 0,685 g E) 0,2283 g

34. ¿Cuál de los diagramas cree usted que genere mayor corriente eléctrica?

Datos: Cd^{2+} / Cd $\varepsilon^0 = -0,403$ V
Al^{3+} / Al $\varepsilon^0 = -1,66$ V
Fe^{2+} / Fe $\varepsilon^0 = -0,74$ V
Cu^{2+} / Cu $\varepsilon^0 = -0,34$ V

A) Al / Al^{3+} // Fe^{2+} / Fe B) Cu / Cu^{2+} // Cd^{2+} / Cd
C) Fe / Fe^{2+} // Cu^{2+} / Cu D) Al / Al^{3+} // Cu^{2+} / Cu
E) Fe / Fe^{2+} // Cd^{2+} / Cd

35. Se somete a electrólisis 2 litros de agua, usando una corriente de 6 amperios durante 5 minutos. Determinar el volumen de H_2 a condiciones normales producido en este tiempo.

A) 278 mL B) 557 mL C) 209 mL
D) 2226 mL E) 3240 mL

36. Se hace pasar una corriente de 5,79 A durante 8 minutos a través de una celda electrolítica que contiene una disolución de cloruro de platino. Si en el cátodo se depositan 1,4 g de platino, determinar la fórmula de la sal de platino. PA (Pt = 195,08)

A) $Pt(ClO_2)_2$ B) $Pt(ClO_4)_2$ C) $PtCl_2$
D) PtCl E) $PtCl_4$

37. ¿Cuánto tiempo llevará depositar 281 g de cadmio en el cátodo de una celda electrolítica que contiene $CdCl_2$, usando una corriente de 125 amperios?
PA (Cd = 112,4; Cl = 35,5)

A) 1,07 h B) 2,14 h C) 3,24 h
D) 1,28 h E) 5,35 h

38. Determinar la carga eléctrica requerida en una celda para la producción de 367,5 g de $NaClO_4$ a partir de $NaClO_3$. PA (Na = 23; Cl = 35,5)

A) 193 000 C B) 190 000 C
C) 386 000 C D) 482 500 C
E) 579 000 C

39. Determinar cuántas horas necesita una corriente de 3 amperios para descomponer electrolíticamente 18 g de agua.

A) 35,7 h B) 53,6 h C) 17,8 h
D) 7,14 h E) 1,07 h

40. Calcular el potencial de las siguientes celdas galvánicas:
Zn / Zn^{2+} (0,0001 M) // Ag^{+} (0,1 M) /Ag
$\varepsilon^0 Zn^{2+} / Zn = -0{,}763$ V
$\varepsilon^0 Ag^{+} / Ag = 0{,}799$ V

A) 1,503 V B) 1,872 V C) 1,492 V
D) 1,621 V E) 1,742 V

41. En el proceso de electrólisis, indique la alternativa no correcta:

A) Se emplea corriente eléctrica continua.
B) Hay conversión de energía química en energía eléctrica.
C) El cátodo es el terminal negativo.
D) El ánodo es el terminal positivo.
E) Se emplea en la galvanoplastía.

42. ¿Cuántos faraday se requieren para producir 1mol de metal libre a partir del catión Hg^{2+}?

A) 0,5 F B) 1,0 F C) 2,0 F
D) 2,5 F E) 3,0 F

43. En la reducción electrolítica de 3 moles de Cr^{3+} a Cr elemental se necesitan ..... faraday.

A) 1 B) 9 C) 3
D) 2 E) 6

44. ¿Cuántos gramos de plata se depositan al paso de 10 faraday de carga por una celda electrolítica?
PA (Ag) = 108 uma

A) 10,8 B) 108 C) 1080
D) 216 E) 504

45. ¿Cuántos gramos de cobre (II) se depositarán en una electrólisis, si por cada celda circula 0,8 faraday de carga eléctrica?
PA (Cu) = 63,5 uma

A) 26,16 g B) 25,4 g C) 5,8 g
D) 52,32 g E) 6,5 g

46. Marque la secuencia sobre la semirreacción que ocurre en una celda electrolítica.

$$Zn^{2+}_{(ac)} + 2\,e \longrightarrow Zn_{(s)}$$

I. El Zn se deposita en el cátodo.
II. El $Zn^{-2}_{(ac)}$ gana dos electrones y se oxida.
III. Se requiere 1 F para depositar 2 moles de Zn.

A) VFF B) FVF C) VFV
D) FFV E) FFF

47. ¿Cuántos gramos de sodio (Na) se obtienen en la electrólisis del NaCl fundido, al aplicar 19,3 A durante media hora?

A) $8{,}28 \times 10^{2}$ B) $8{,}28 \times 10^{2}$
C) $2{,}30 \times 10^{0}$ D) $8{,}28 \times 10^{0}$
E) $2{,}30 \times 10^{3}$

48. ¿Cuántos segundos serán necesarios para depositar 0,197 g de oro (Au) de una solución que contiene iones Au^{3+}, si se emplea una corriente de 0,50 A?
PA (Au) = 197 uma

A) 197 B) 394 C) 579
D) 1158 E) 5790

49. ¿Qué intensidad de corriente en amperios (A) será necesario hacer circular durante una hora en $MgCl_{2(l)}$, para depositar en el cátodo 8,64 g de magnesio?
PA (Mg = 24 uma)

A) 1,93 B) 19,3 C) 193
D) 1930 E) 19 300

50. Respecto a la electrólisis del agua, marcar (V) o falso (F), según corresponda:
I. En el cátodo se produce la oxidación.
II. En el ánodo se desprende el oxígeno molecular.
III. En el cátodo se libera gas hidrógeno.
IV. En el ánodo se produce la reducción.

A) VFVV B) VVFV C) FFVV
D) FVVV E) FVVF

51. Al pasar una corriente de 100 A a través de $NaCl_{(l)}$ durante 16 min y 5 s, ¿cuántos litros de $Cl_{2(g)}$, medidos a CN se liberan?
PA (Cl) = 35,5 uma

A) 22,4 B) 11,2 C) 5,60
D) 44,8 E) 33,6

52. Marcar la alternativa que completa el enunciado: "En la electrólisis, la reacción redox se produce por el suministro.....; mientras que, en los procesos galvánicos a través de una..... se genera.....".

A) corriente eléctrica - reacción redox - energía eléctrica.
B) corriente eléctrica - reacción redox - reacciones.
C) corriente eléctrica - reacción redox - resistencia eléctrica.
D) reactantes - reacción redox - energía eléctrica.
E) reactantes - corriente eléctrica - energía eléctrica.

53. Marque la secuencia correcta respecto a la celda galvánica.

I. Una celda tipo es la pila de Daniells.
II. Las medias celdas se unen por puente salino.
III. Todas las reacciones redox son reversible.

A) VFV B) VVV C) FVV
D) VVF E) FVF

54. El diagrama de celda para la reacción total que se lleva a cabo en una celda galvánica es:

$$Ca_{(s)} + Cd^{2+}_{(ac)} \longrightarrow Ca^{2+}_{(ac)} + Cd_{(s)}$$

A) $Cd^{2+}_{(ac)} / Cd_{(s)} // Ca_{(s)} / Ca^{2+}_{(ac)}$

B) $Ca_{(s)} / Ca^{2+}_{(ac)} // Cd^{2+}_{(ac)} / Cd_{(s)}$

C) $Ca^{2+}_{(ac)} / Ca_{(s)} // Cd^{2+}_{(ac)} / Cd_{(s)}$

D) $Cd^{2+}_{(ac)} / Cd_{(s)} // Ca^{2+}_{(ac)} / Cs_{(s)}$

E) $Ca^{2+}_{(ac)} / Ca_{(s)} // Cd_{(s)} / Cd^{2+}_{(ac)}$

55. Calcule el ε^0 en voltios para la pila:

$Ni_{(s)} / Ni^{2+}_{(ac)}(1\ M) // Cu^{2+}_{(ac)}(1\ M) / Cu_{(s)}$

Datos:	ε^0 **(V)**
$Ni^{2+}_{(ac)} + 2\ e \longrightarrow Ni_{(s)}$	−0,25
$Cu^{2+}_{(ac)} + 2\ e \longrightarrow Cu_{(s)}$	+0,34

A) +0,59 B) −0,59 C) +0,09
D) −0,09 E) +0,50

56. Cuál es el potencial estándar de la celda (ε^0) para la reacción:

$Cl_{2(g)} + Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + 2Cl_{(ac)}$

Datos:

$\varepsilon^0\ Zn^{2+} / Zn = -0.76$ V

$\varepsilon^0\ Cl_2 / Cl^- = +1,36$ V

A) −0,76 V B) +1,36 V C) −0,60 V
D) +0,76 V E) +2,12 V

57. No es una característica de una celda galvánica:

A) Se llama también celda voltaica.
B) Transforma la energía química en energía eléctrica.
C) Es una celda electroquímica.
D) Es generadora de corriente eléctrica.
E) En ella ocurren reacciones de metátesis.

58. El potencial estándar de la celda (ε^0) a partir de la reacción:

$Cd_{(s)} + Sn^{4+}_{(ac)} \longrightarrow Cd^{2+}_{(ac)} + Sn^{2+}_{(ac)}$, es:

Datos:

ε^0 (V)	
$Cd^{2+}_{(ac)} + 2\ e \longrightarrow Cd_{(s)}$	−40
$Sn^{4+}_{(ac)} + 2\ e \longrightarrow Sn^{2+}_{(ac)}$	+0,13

A) −0,80 B) +0,53 C) +0,27
D) −0,53 E) −0,27

59. Considere la reacción que se produce en una celda galvánica.

$AgNO_{3(ac)} + Zn_{(s)} \longrightarrow Zn(NO_3)_{2(ac)} + Ag_{(s)}$

Datos:	ε^0 (V)
Ag^+ / Ag	+0,80
Zn^{2+} / Zn	−0,76

La notación de celda y el potencial estándar respectivamente es:

A) $Ag^+ / Ag // Zn / Zn^{2+}$; +0,4 V
B) $Ag / Ag^+ // Zn^{2+} / Zn$; −0,04 V
C) $Zn / Zn^{2+} // Ag^+ / Ag$; −1,56 V
D) $AgNO_3 / Ag // Zn / ZnNO_3$; +1,56 V
E) $Zn / Zn^{2+} // Ag^+ / Ag$; +1,56 V

60. Para la producción de ácido clorhídrico comercial (HCl acuoso al 38%) se dispone de cloruro de sodio (NaCl) y agua. ¿Qué procedimiento en lo mínimo propondría realizar para obtener el ácido comercial? (Responda en orden, priorizando y/o descartando etapas). Sustente brevemente.

I. Mezcla de HCl en H_2O.
II. Electrólisis de NaCl fundido.
III. Reactor para sintetizar HCl.
IV. Electrólisis de la salmuera [$NaCl_{(ac)}$].
V. Calentamiento de la salmuera (T > 100 °C).

A) V, III, I B) II, I, III C) IV, III, I
D) V, IV, III, I E) IV, V, III

61. Señale lo correcto.

I. Para depositar 230 g de Na en el cátodo de una celda que contiene $Na_2O_{(s)}$ con 96,5 amperios se necesita 2,78 horas.
II. Con una corriente de 0,25 amperios en 50 minutos se deposita 0,403 g de Ag con 80% de rendimiento.
III. Si se electroliza agua acidulada durante 24 h con una corriente de 25 amperios a 27 °C y 740 mmHg, en el ánodo se forma 283 litros de H_2 y en el cátodo 142 litros de O_2.

A) I B) II y III C) III
D) I y II E) Todas

62. Luego de hacer fluir una determinada cantidad de corriente por dos celdas electrolíticas conectadas

en serie de $CuSO_{4(ac)}$ y $CaCl_{2(l)}$, respectivamente, se logró depositar 6,35 g de cobre en el cátodo. Halle el peso del Calcio depositado en el otro electrodo.
PA (uma): Cu = 63,5; Ca = 40

A) 40 g B) 20 g C) 8 g D) 2 g E) 4 g

63. Dos celdas electrolíticas contienen agua acidulada y $CuSO_4$ ambas de 4 N. Al hacer pasar la misma cantidad de electricidad se produce 120 L de O_2 húmedo (Hr = 80%) a 27 °C y 740 mmHg. ¿Qué volumen de la solución es disociado?
PA (uma): Cu = 63,5
$P_{V_{H_2O}}^{27\,°C}$ = 26.7 mmHg

A) 3,6 L B) 4,6 L C) 8,4 L
D) 10,2 L E) 5,6 L

64. Tres celdas electrolíticas que contienen como electrolitos sulfato de cinc, nitrato de plata y sulfato de cobre, fueron conectadas en serie. Se hace pasar una corriente constante de 1,5 amperio a través de ellas hasta que en el cátodo de la segunda celda se deposita 1,45 g de plata. ¿Qué tiempo fluye la corriente? ¿Cuál es la suma de los pesos de cobre y cinc depositados?
PA (uma): Ag = 108; S = 32; O = 16;
Cu = 63,5; Zn = 65.

A) 430 s; 0,8 g B) 215 s; 0,8 g
C) 340 s; 0,1 g D) 250 s; 0,3 g
E) 864 s; 0,86 g

65. Una corriente eléctrica continua fluye en 3,75 horas a través de 2 celdas electrolíticas conectadas en serie. Una contiene una disolución de $AgNO_3$ y la segunda una disolución de $CuCl_2$, durante este tiempo 2 g de plata se depositaron en la primera celda.

- ¿Cuántos gramos de Cu se depositaron en la segunda celda?
- Cuál es el flujo de la corriente en amperios?

PA (uma): Cu = 63,5; Ag = 108.

A) 0,3 g; 0,13 A B) 0,15 g; 0,25 A
C) 0,45 g; 0,75 A D) 0,6 g; 1,3 A
E) 0,6 g; 0,13 A

66. Se tiene 2 celdas conectadas en serie, en la primera se deposita 2,158 g de plata; y en la otra, 1,312 de oro. Calcule el estado de oxidación del oro en esta sal.
PA (uma): Au = 197; Ag = 108

A) +1 B) +2 C) +3
D) +4 E) +5

67. Se tiene 2 celdas conectadas en paralelo cuyo electrolitos son $AgNO_{3(ac)}$ y $CuSO_{4(ac)}$. Halle el peso del cobre depositado, si se logra depositar en una celda 5,4 g de plata, al paso de la misma cantidad de corriente. (Considere despreciable las resistencias de los electrólitos).
Dato: PA (uma): Ag = 108; Cu = 63,5

A) 6,04 g B) 4,03 g C) 8,04 g
D) 1,59 g E) 3,06 g

68. Se tiene 2 celdas electrolíticas conectadas en serie, conteniendo una solución de cloruro cálcico la primera y de cloruro férrico, la segunda. Determine el volumen total del cloro que se obtiene durante mil segundos, al paso de 9,65 amperios a CN.
PA (uma): Cl = 35,5; Fe = 56

A) 22,4 L B) 2,24 L C) 0,22 L
D) 2,4 L E) 36,8 L

69. Calcule la cantidad de aluminio que puede obtenerse en un día, de 50 cubos electrolíticos conectados en serie que contiene $Al_2O_{3(l)}$, si cada uno funciona con 1000 amperios y el rendimiento catódico es de 80%

A) 322,3 kg B) 200 kg C) 403 kg
D) 300 kg E) 400 kg

70. Una corriente de 1,475 amperios pasa durante una hora 42 minutos y 15 segundos a través de una solución de sulfato metálico. En el cátodo se deposita 2,117 g de metal y se desprende simultáneamente H_2 a CN. El calor específico del metal es 0,0925. Calcule el peso atómico exacto del metal.

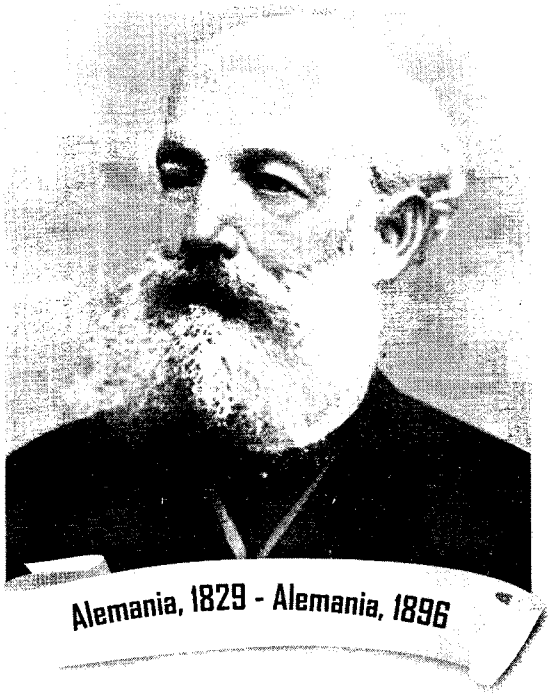
A) 54 B) 55,7 C) 63,5
D) 48,65 E) 67,73

CLAVES

1. A	10. B	19. C	28. D	37. A	46. A	55. A	64. E
2. D	11. D	20. D	29. C	38. E	47. D	56. E	65. E
3. E	12. E	21. D	30. B	39. C	48. C	57. E	66. C
4. B	13. C	22. D	31. B	40. A	49. B	58. B	67. D
5. A	14. B	23. A	32. E	41. B	50. E	59. E	68. B
6. A	15. C	24. D	33. B	42. C	51. B	60. C	69. A
7. C	16. C	25. E	34. D	43. B	52. A	61. A	70. E
8. D	17. D	26. E	35. C	44. C	53. B	62. E	
9. C	18. E	27. A	36. E	45. B	54. B	63. B	

Química orgánica

capítulo 18



August Kekulé

Friedrich August Kekulé von Stradonitz, conocido también como August Kekulé (Darmstadt, 7 de septiembre de 1829-Tessin, 13 de julio de 1896) fue un químico orgánico alemán considerado como uno de los más prominentes químicos orgánicos europeos desde la década de 1850 hasta su muerte, especialmente en el campo teórico, ya que fue uno de los principales fundadores de la «teoría de la estructura química» (1857-1858). Esta teoría procede de la idea de la valencia atómica, especialmente la tetravalencia del carbono (que Kekulé estableció más tarde en 1857) y de la capacidad de los átomos de carbono para enlazarse entre sí (establecida por Kekulé en mayo de 1858), para la determinación del orden de enlace de todos entre todos los átomos de una molécula.

El trabajo más conocido de Kekulé se centró en la estructura del benceno. En 1865, Kekulé publicó un artículo en francés en el que sugería que la estructura contiene un anillo de átomos de carbono de seis miembros con enlaces simples y dobles alternados. El nuevo entendimiento sobre el benceno y, por extensión, de todos los compuestos aromáticos, resultó ser tan importante que en 1890 la Sociedad Química Alemana organizó una elaborada ceremonia en honor de Kekulé.

Fuente: Wikipedia

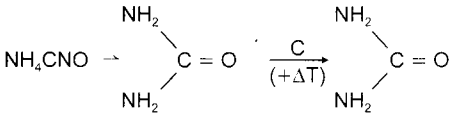
DEFINICIÓN

Es la ciencia que estudia la estructura y propiedades de los compuestos del carbono que constituyen principalmente a la materia viva, su aplicación a la industria y desarrollo tecnológico.

Se exceptúa a los compuestos: CO, CO_2, $CO_3^{=}$(carbonatos), $Fe(CN)_6^{3-}$ (ferrocianuros), etc. que contienen carbono pero forman parte de la química inorgánica.

GENERALIDADES

1. Antiguamente la química se dividía en inorgánica o mineral y en orgánica, denominada así porque se encargaba del estudio de los compuestos elaborados dentro de los organismos vivientes (animales, plantas). Para lo cual necesitaba la ayuda de una fuerza vital.
2. En 1826, el químico alemán Federico Wholer elaboró el primer compuesto orgánico artificialmente (síntesis) que fue la urea, a partir de compuestos inorgánicos.



   En la actualidad se conocen más de 7 millones y medio del compuesto del carbono, de los cuales aproximadamente el 80% son elaborados por el hombre.
3. Los compuestos orgánicos están formados:

   C, H, O, N

   elementos fundamentales
   u elementos organógenos

   F, Cl, Br, I, S, P, As, Fe, Ca, Na, etc.

   elementos secundarios
4. Los compuestos orgánicos en solución acuosa se ionizan (disocian) muy débilmente o en algunos casos no se disocian iónicamente, entonces no son electrolitos y no conducen la corriente eléctrica.
5. Presentan el fenómeno de la isomería, es decir, una misma fórmula global representa varios compuestos, por ejemplo: la fórmula C_6H_{14} representa 5 compuestos diferentes (isómeros).
6. Existen compuestos orgánicos de dureza similar al diamante; ej.: el teflón y otros plásticos que en la industria en muchos casos han desplazado a algunos metales y aleaciones (aceros), por su dureza, flexibilidad y gran resistencia a la oxidación y corrosión.
7. Según el número de elementos principales, los compuestos orgánicos pueden ser:

   Binarios: CH_4, C_6H_6, ... etc.
   Ternarios: $C_6H_{12}O_6$, CH_3COOH, ... etc.
   Cuaternarios: CH_3CONH_2, NH_2-CH_2-COOH, ... etc.

DIFERENCIAS ENTRE COMPUESTOS ORGÁNICOS E INORGÁNICOS

- El número de compuestos orgánicos excede considerablemente al número de compuestos inorgánicos.
- En los compuestos orgánicos prevalece el enlace covalente y en los compuestos inorgánicos el enlace iónico.
- Los compuestos orgánicos son generalmente insolubles en el agua, debido a su baja polaridad; en cambio los compuestos inorgánicos son solubles en agua debido a su elevada polaridad.
- Los compuestos orgánicos son sensibles al calor, es decir, se descomponen fácilmente; en cambio los compuestos inorgánicos son resistentes al calor.

CARBONO (C)

Es el elemento número 6 de la tabla periódica moderna, sus isótopos más importantes son:

- ^{12}C (es uno de los más estables, sirve para hallar la masa atómica de los elementos).
- ^{13}C (casi no existe).
- ^{14}C (es un isótopo radiactivo y sirve para hallar la edad de los restos fósiles que datan de 1000 a 50 000 años).

El carbono existe en la naturaleza en forma sólida pura y cristalina o con impurezas en estado amorfo, también el hombre lo puede obtener en forma artificial como el residuo de una combustión o destilación.

CLASES DE CARBONO

Carbono natural

Carbono cristalizado. Es un tipo de carbono químicamente puro, entre carbono y carbono la impureza es casi nula (95 - 100%)

Ejemplo:

a. El diamante (sp^3)
   - Es incoloro.
   - Cristaliza un sistema cúbico (tetraédrico) fundido a una temperatura muy alta.
   - Es mal conductor de la electricidad.
   - Es el más duro de todos.

b. Grafito (sp^2)
   - Su color varía de gris a negro.
   - Es blando, cristalizado en sistema hexagonal.
   - Presentan enlaces π.

- Es buen conductor del calor o electricidad, se usa como electrodo.
- Por ser muy blando se usa como lubricante sólido.

c. Fullereno
- Son conglomerados de carbono (C_{20}, C_{60}, C_{70}, etc.) con carbonos híbridos en sp^2, en su forma reducida tienen alta afinidad electrónica y se pueden usar como superconductores.

Amorfos. Poseen menos de 95% de carbono. En el siguiente cuadro caracterizamos estos tipos de carbono, de mayor a menor antigüedad. Presentan enlaces π.

Aumenta la edad ↑

Carbonos	% de carbono	Arde	Usos
Antracita	90 - 95%	Poca llama, bastante calor	Comb. industrial
Hulla o carbono de piedra	75 - 90%	Con llama y calor moderado	Comb. doméstico
Lignito	50 - 75%	Con mucha llama, poco calor y mucho humo	Para hacer adornos
Turba	50%	No arde	Abono

Carbono artificial

Cristalizado

El diamante (sp^3) y grafito (sp^2).

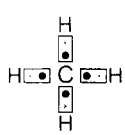
Amorfos

- Negro de humo u hollín.
- Carbón vegetal o carbón de palo.
- Carbón animal.
- Carbón de retorta.
- Carbón activado.
- Coque.
- Brea, alquitrán.

PROPIEDADES QUÍMICAS

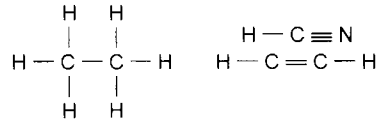
Covalencia

El carbono forma enlaces covalentes (comparte sus electrones).



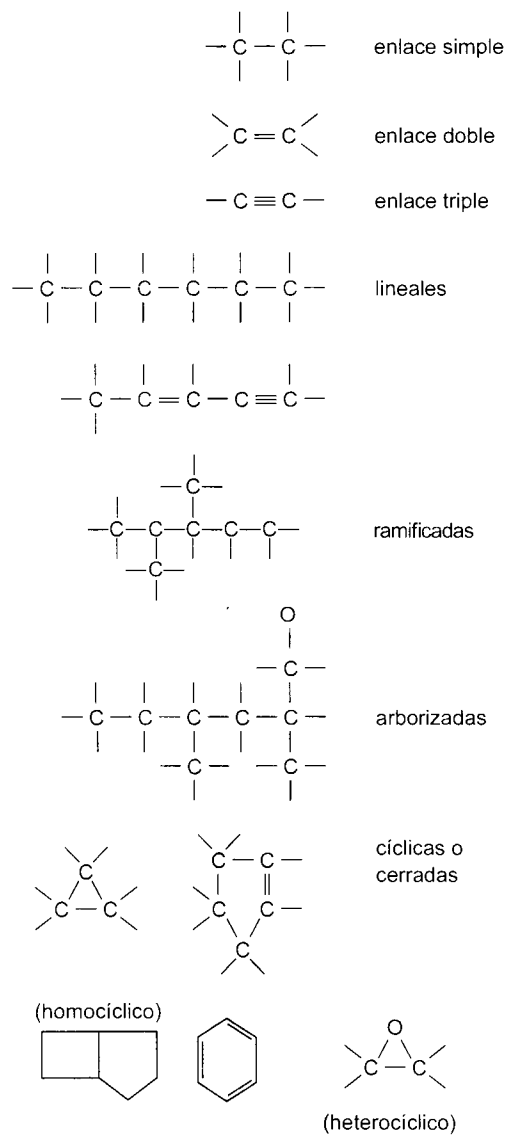
Tetravalencia

Característica del carbono de unirse a otros átomos, formando 4 enlaces covalentes (en orgánica).



Autosaturación

Propiedad del átomo de carbono; mediante el cual los átomos de carbono se unen entre sí, formando cadenas carbonadas, así:



Hibridización

El carbono para formar compuestos orgánicos presenta tres tipos de hibridización:

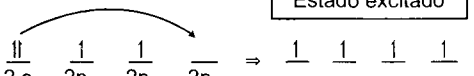
$$\underline{sp^3} + \underline{sp^2} + \underline{sp}$$

Se denomina hibridización a la combinación de dos o más orbitales puros, para formar nuevos orbitales de diferente geometría y orientación.

$_6C$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^2$

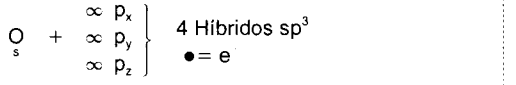
último nivel

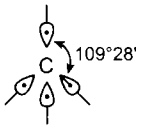
Estado excitado

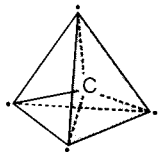


Estado basal

Hibridización (sp^3): tetraédrica. Al combinarse los 4 orbitales atómicos forman 4 orbitales híbridos sp^3.





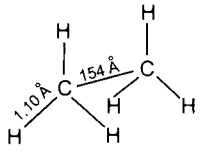


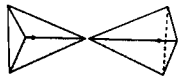
Forma un tetraedro

Van't Hoff

Ejemplo:

Etano (C_2T_6)

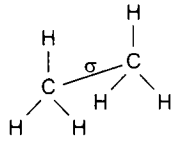




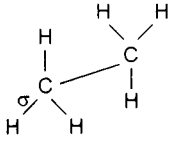
- **Enlace sigma (σ).** Enlace formado por el solapamiento de orbitales a través de los ejes internucleares.

Conformación estructural

1. **Caballete**

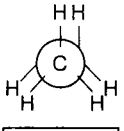


Eclipsada

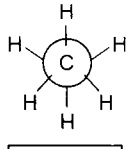


Alternada

2. **Proyección de Newman**



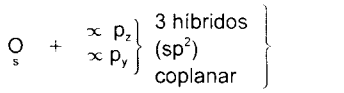
Eclipsada

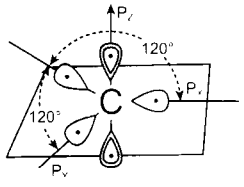


Alternada

Configuración alternada: es más estable.

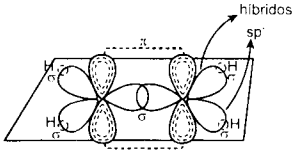
Hibridización (sp^2): planar. Resulta de combinar un orbital s y 2 orbitales p quedándose 1 orbital p sin combinarse:

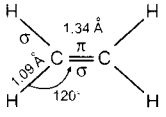


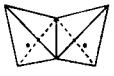


Ejemplo:

Eteno: C_2H_4

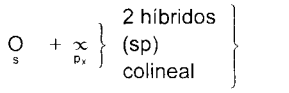


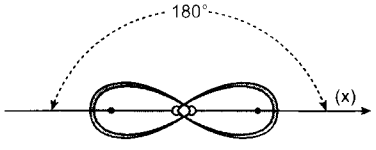




- **Enlace (π).** Enlace formado por el solapamiento de orbitales fuera del eje internuclear.

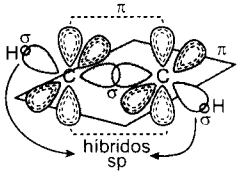
Hibridización (sp) lineal. Resultan de combinar un orbital s y un orbital p, quedando dos orbitales atómicos sin hibridizar.

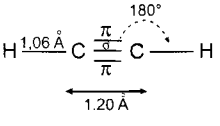




Ejemplo:

Etino C_2H_2



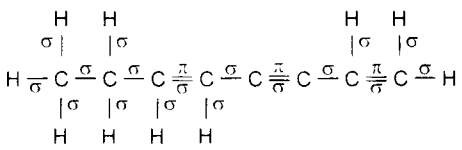


Ejemplos:

1. Indicar la cantidad de enlaces π y σ.

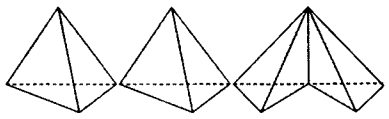
$CH_3 - CH_2 - CH = CH - C \equiv C - CH = CH_2$

Resolución:



$\pi = 4 \quad \sigma = 17$

2. Indicar la cantidad de enlaces σ y π de la figura:

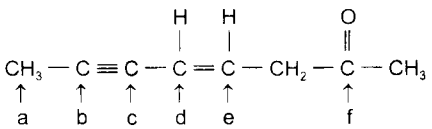


Resolución:

Transformando: $CH_3 \overset{\sigma}{-} CH_2 \overset{\sigma}{-} CH \overset{\pi}{=} CH_2$

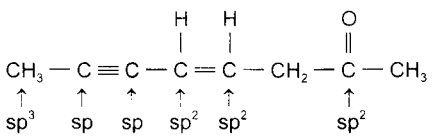
1 enlace pi (π)
11 enlaces sigma (σ)

3. La fórmula siguiente contiene enlaces no saturados:

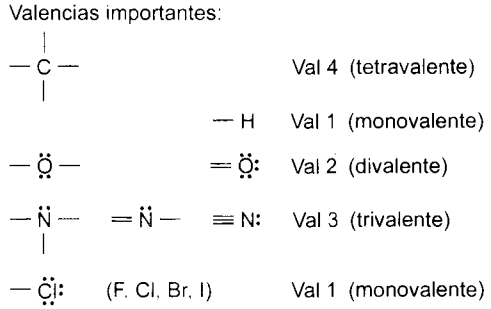


Indicar las hibridaziones que corresponde a los carbonos de "a" hasta la "f".

Resolución:



- Valencias importantes:

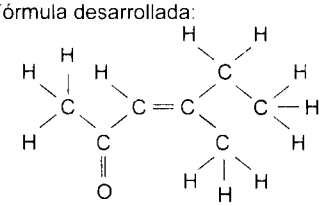


Val 4 (tetravalente)
Val 1 (monovalente)
Val 2 (divalente)
Val 3 (trivalente)
(F. Cl, Br, I) Val 1 (monovalente)

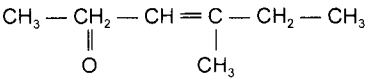
◀ FÓRMULAS DE UN COMPUESTO ORGÁNICO

Para cadena abierta

a. Fórmula desarrollada:



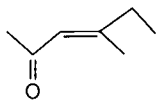
b. Fórmula semidesarrollada:



c. Fórmula condensada:

$CH_3COCHC(CH_3)CH_2CH_3$

d. Fórmula topológica

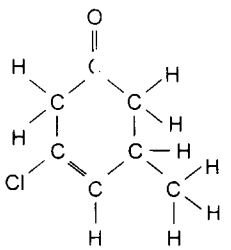


e. Fórmula global (FG)

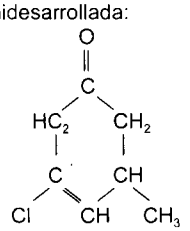
$FG = C_7H_{12}O$

Para cadena cerrada

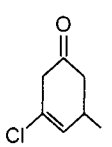
a. Fórmula desarrollada:



b. Fórmula semidesarrollada:



c. Fórmula topológica:



d. Fórmula global (FG): $FG = C_7H_9ClO$

◀ ISOMERÍA

La existencia de moléculas que poseen la misma fórmula molecular y propiedades distintas se conoce como isomería. Los compuestos que presentan esta característica reciben el nombre de isómeros.

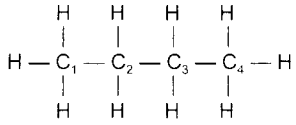
La isomería puede ser de dos tipos:

- isomería constitucional
- isomería en el espacio o estereoisomería

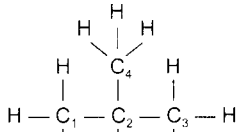
Isomería constitucional

Los isómeros constitucionales o estructurales son los que difieren en el orden en el que se enlazan los átomos en la molécula (diferente conectividad de átomos).

Por ejemplo, el n-butano y el metilpropano son dos isómeros estructurales con fórmula molecular C_4H_{10}. En el n-butano hay carbonos primarios y secundarios, mientras que en el isobutano hay 3 carbonos primarios y 1 terciario.



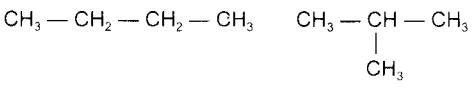
n-butano



metilpropano

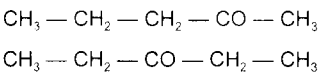
La isomería constitucional se clasifica en:

Isomería de cadena u ordenación. Son aquellos isómeros estructurales que tienen distribuidos los átomos de carbono de la molécula de forma diferente. Sus propiedades químicas esencialmente son semejantes, variando sus propiedades físicas.

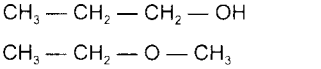


alcano no ramificado — alcano ramificado

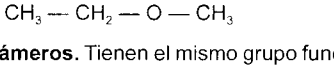
Isomería de posición. La presentan aquellos compuestos que, teniendo las mismas funciones químicas, se encuentran enlazadas a átomos de carbono que tienen localizadores diferentes. Sus propiedades químicas esencialmente son semejantes, variando sus propiedades físicas.



Isomería de función. La presentan aquellos compuestos que tienen distinta función química. Sus propiedades físicas y químicas generalmente son diferentes.

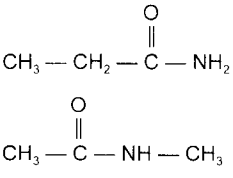


alcohol



éter

Metámeros. Tienen el mismo grupo funcional sustituido de formas distintas.

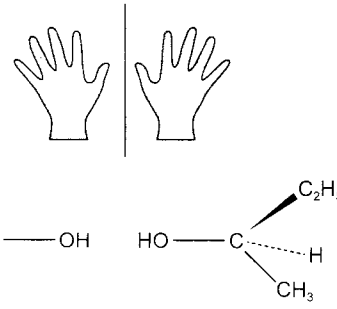


Isomería espacial o estereoisomería

Los estereoisómeros se definen como isómeros que tienen la misma secuencia de átomos enlazados covalentemente (misma conectividad de átomos), pero con distinta orientación espacial.

Enantiómeros. Son aquellos estereoisómeros que presentan relación objeto-imagen especular no superponible. Para formarnos una idea, podríamos imaginarnos las manos como un par de enantiómeros y para comprobar que son diferentes, notaremos que la mano izquierda solo puede entrar cómodamente a un guante derecho. Los enantiómeros presentan las mismas propiedades físicas y químicas excepto en:

- Reaccionan de manera diferente ante moléculas enantioméricas
- Desvían de manera diferente el plano de polarización de la luz.

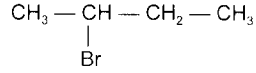


Ejemplos de objetos enantioméricos

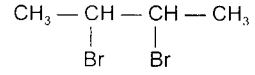
Número máximo de estereoisómeros. Como cada centro estereogénico o estereocentro dentro de una molécula genera 2 esteroisómeros, el máximo número de estereoisómeros para una molécula con "n" estereocentros es:

$$\textbf{n.° máx. de esteroisómeros} = 2^n$$

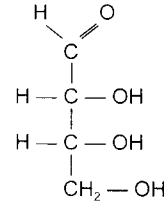
donde "n" es el número de centros esterogénicos: átomos quirales, enlaces dobles que generan isomería geométrica o moléculas que contienen ejes quirales (moléculas disimétricas).



2^1 estereoisómeros como máximo
(presenta dos esteroisómeros)



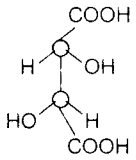
2^2 estereoisómeros como máximo
(presenta 3 estereoisómeros)



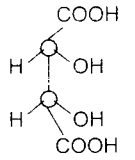
2^2 estereoisómeros como máximo
(presenta 4 estereoisómeros)

Número máximo de estereoisómeros por la presencia de átomos de carbono asimétricos.

- Diastereoisómeros o diasterómeros. Son los esteroisómeros que no son enantiómeros, es decir, son los esteoreoisómeros que no tienen relación objeto-imagen especular.



ácido (+) – tartárico

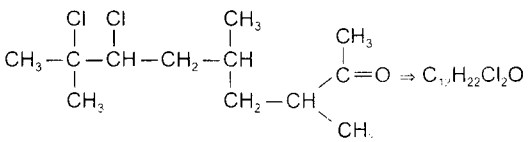


ácido mesotartárico

DEDUCCIÓN DE FÓRMULAS GLOBALES

Las fórmulas globales de los compuestos orgánicos neutros se pueden deducir según las siguientes reglas generales. Nota: Sea "n" el número de carbonos contenidos en la molécula.

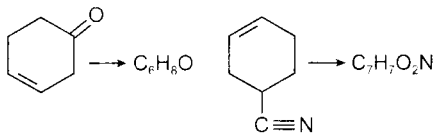
a. Para todo compuesto orgánico que contiene C, H, O y/o S debe presentar un máximo "n" número de hidrógenos $2n + 2$. Por cada enlace π o anillo cíclico se resta 2 átomos de hidrógeno.
b. Si el compuesto además tiene N, se añade un átomo de hidrógeno por cada átomo de nitrógeno presente.
c. Si el compuesto además tiene halógenos (flúor, cloro, bromo, yodo) o metales alcalinos, se resta un átomo de hidrógeno por cada átomo de halógeno o metal alcalino.



$\Rightarrow C_{10}H_{22}Cl_2O$

$CH_3CH_2COOCH = CH_2 \Rightarrow C_5H_8O_2$

$CH_3CH_2COCH_2CONH_2 \Rightarrow C_5H_8O_2N$



GRUPOS FUNCIONALES

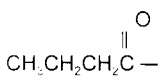
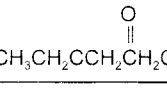
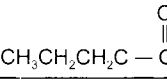
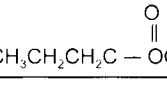
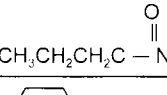
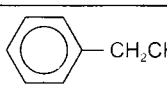
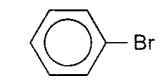
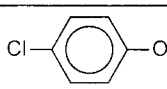
En los compuestos orgánicos suelen haber otros elementos además del carbono y el hidrógeno. Estos elementos aparecen en agrupaciones diferenciales de uno o varios átomos. En algunos casos, estas agrupaciones de átomos sustituyen a los átomos de H en las cadenas o anillos de hidrocarburos. En otros casos pueden incluir a los propios átomos de C; por ejemplo, el grupo carbonillo está formado por un átomo de C del esqueleto estructural al que se une por un doble enlace un átomo de O ($O\langle C=O \rangle$). Estas agrupaciones de átomos diferenciales se denominan grupos funcionales y a veces el resto de la molécula se representa por el símbolo R que suele representar un grupo alquilo.

Las propiedades físicas y químicas de las moléculas orgánicas dependen generalmente de los grupos funcionales que tengan. El resto de la molécula (R) suele tener poca influencia en estas propiedades. Por este motivo, una manera convenientemente de estudiar química orgánica consiste en considerar las propiedades asociadas con los grupos funcionales específicos.

El grupo funcional es todo agregado de uno o más átomos de una molécula que confiere a estas propiedades y comportamiento característicos e independiente de la cadena carbonada a la que pueda estar unido.

CLASES DE COMPUESTOS ORGÁNICOS Y SUS GRUPOS FUNCIONALES

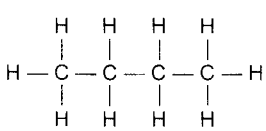
Clase	Fórmula general (estructural)	Ejemplo	Nombre del ejemplo
Alcano	R — H	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$	n - hexano
Alqueno	$\diagdown C=C \diagup$	$CH_2=CHCH_2CH_2CH_3$	1 - penteno
Alquino	$-C\equiv C-$	$CH_3C\equiv CCH_2CH_2CH_2CH_3$	2 - octino
Alcohol	R — OH	$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$	1 - butanol
Haluro de alquilo	R — X[a]	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2Br$	1 - bromohexano
Éter	R — O — R	$CH_3 - O - CH_2CH_2CH_3$	1 - metoxipropano (metil propil éter)[b]
Amina	$R - NH_2$	$CH_3CH_2CH_2 - NH_2$	1 - aminopropano (propilamina)[b]

Clase	Fórmula general (estructural)	Ejemplo	Nombre del ejemplo
Aldehído			Butanal (butiraldehído)[b]
Cetona			3 - hexanona (etil propil cetona)b
Ácido carboxílico			3 - ácido botánico (ácido butírico)[b]
Éster			Butanoato de metilo (butirato de metilo)[b]
Amida			Butanamida (butiramide)[b]
Areno	$Ar - H^c$		Etilbenceno
Harulo de arilo	$Ar - X^a$		Bromobenceno
Fenol	$Ar - OH$		4 - clorofenol (p-clorofenol)[b]

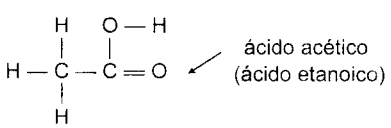
Clases de fórmulas

Desarrollada. Es la fórmula que indica todos los enlaces de la cadena.

Ejemplo: C_4H_{10}



n–butano



Semidesarrollada. Es la fórmula que solo indica los enlaces de la cadena principal, obviando los enlaces del hidrógeno.

Del: C_4H_{10} (butano)

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

Ácido etanoico

$CH_3 - COOH$

Condensada: Se omiten todos los enlaces.

Ejemplo: Del n-butano (C_4H_{10})

$CH_3CH_2CH_2CH_3 \Leftrightarrow CH_3(CH_2)_2CH_3$

Global. Nos indica el número total de átomos en la molécula.

De los ejemplos C_4H_{10} y $C_2H_4O_2$

Prefijos que indican el n.° total de carbonos en la cadena.

N.° C	Prefijo	N.° C	Prefijo
1	Met	12	Dodec
2	Et	13	Tridec
3	Prop	15	Pentadec
4	But	20	Eicos
5	Pent	25	Pentaeicos
6	Hex	30	Triacont
7	Hept	40	Tetracont
8	Oct	50	Pentacont
9	Nov	60	Exacont
10	Dec	100	Hect

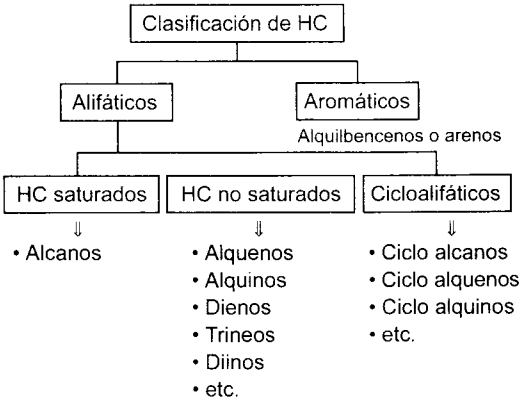
◀ HIDROCARBUROS (HC)

Los hidrocarburos son compuestos binarios constituidos por átomos de carbono e hidrógeno.

Presentan dos tipos de reacciones:

$H.C + C_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$ Combustión completa (exceso de O_2)

$H.C + O_2 \longrightarrow CO + H_2O$
$H.C + O_2 \longrightarrow C + H_2O$ (hollín)
} Combustión incompleta (deficiencia de O_2)



ALCANOS (R – H)

Son hidrocarburos alifáticos que poseen solamente enlaces simples (parafinas).

Propiedades físicas

a. **Los alcanos** son insolubles en H_2O, debido a su baja polaridad. Los alcanos líquidos son miscibles entre sí y generalmente se disuelven en disolventes no polares como el tetracloruro de carbono (CCl_4), benceno (C_6H_6), éter ($C_2H_5OC_2H_5$), etc.

b. **El punto de ebullición** de los alcanos aumenta con la cantidad de carbonos, pero en alcanos isómeros disminuye con las ramificaciones.

c. A temperatura ambiente (25 °C) y una atmósfera de presión, los 4 primeros alcanos son gases, los que siguen hasta el carbono 17 son líquidos y los restantes sólidos.

d. El promedio de la densidad de los alcanos es de 0,8.

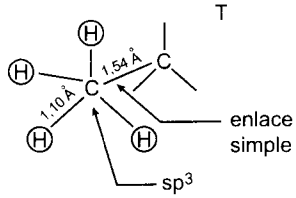
Propiedades químicas

En condiciones ambientales los alcanos son inertes y solo reaccionan con temperatura alta como en el caso de la combustión y la halogenación.

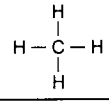
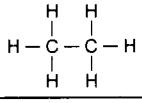
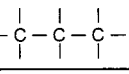
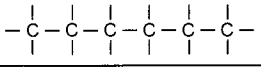
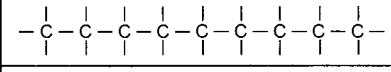
Fórmula global C_nH_{2n+2}

Estructura

T



Nomenclatura: ..... ano
prefijo terminación

Nombres	F. global	F. semidesarrollada	F. desarrollada
Met**ano**	CH_4	$H — CH_3$	
Et**ano**	C_2H_6	$CH_3 — CH_3$	
Prop**ano**	C_3H_8	$CH_3 — CH_2 — CH_3$	
Hex**ano**	C_6H_{14}	$CH_3 — (CH_2)_4 — CH_3$	
Non**ano**	C_9H_{20}	$CH_3 — (CH_2)_7 — CH_3$	
Pentadec**ano**	$C_{15}H_{32}$	$CH_3 — (CH_2)_{13} — CH_3$	
Trieicos**ano**	$C_{23}H_{48}$	$CH_3 — (CH_2)_{21} — CH_3$	
Tetratetracont**ano**	$C_{44}H_{90}$	$CH_3 — (CH_2)_{42} — CH_3$	
Hect**ano**	$C_{100}H_{202}$	$CH_3 — (CH_2)_{98} — CH_3$	

- **Serie homóloga**
  Son compuestos que tienen propiedades químicas análogas, que en su estructura molecular se diferencian en el grupo metilénico ($-CH_2-$).

Ejemplos:

1. C_3H_6: $CH_3-CH_2-CH_3$
   C_4H_{10}: $CH_3-(CH_2)_2-CH_3$ ⟩ $-CH_2-$
   C_5H_{12}: $CH_3-(CH_2)_3-CH_3$ ⟩ $-CH_2-$

2. CH_3OH (metanol)
   C_2H_5OH (etanol) ⟩ $-CH_2-$
   C_3H_7OH (propanol) ⟩ $-CH_2-$

Isomería de alcanos (isómeros de cadena). Los alcanos son isómeros que aun teniendo la misma fórmula molecular (misma cantidad de átomos), presentan estructuras diferentes (en el orden y forma como los átomos se encuentran unidos entre sí). Por lo cual, las propiedades también serán diferentes.

Ejemplos:
Hallar los isómeros de los butanos:

- **Butanos:** C_4H_{10} **n: normal**

  $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ n–butano
  p. ej.: °C: –0,5

  $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$ isobutano.
  p. ej.: °C: –12

  Presenta solo 2 isómeros

- **Pentanos:** C_5H_{12}

  $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ n–pentano
  (p. ej.: °C: 36).

  $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$ isopentano
  (p. ej.: °C: 27,9)

  $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH_3$ neo–pentano
  (p. ej.: °C: 9,5)

  Presenta: 3 isómeros

- **Hexanos:** C_6H_{14}

  $C-C-C-C-C-C$ n–hexano

  $C-C-C-C-C$ (con C ramificado) isohexano

  $C-C-C-C-C$ (con C ramificado) (neohexano)

  $C-C-C-C$ (con dos C ramificados)

Nota:

(α)... $\boxed{\text{n.° isómeros de cadena} = 2^{n-4}+1}$

$4 \leq n \leq 7$

(β)... $\boxed{\text{n.° isómeros de cadena} = 2^{n-4}+1+(n-7)}$

$7 \leq n \leq 10$

Ejemplos:

- **Hexanos:**
  n = 6 ... (se encuentra en la ecuación (α)).
  n.° isómeros = $2^{6-4}+1=5$ (similar al caso anterior)

- C_8H_{18}

  n = 8 ... (pertenece a la ecuación (β))
  n.° isómeros = $2^{8-4}+1+(8-7)$
  n.° isómeros = 18

ALQUILO (–R)

Se obtiene al eliminar un átomo de hidrógeno de un alcano.

FG: $\boxed{C_nH_{2n+1}}$ o $\boxed{-R}$

Se cambian la terminación ano por ilo o il.

Alcano:	**Alquilo (R –)**
CH_4, met**ano**	CH_3-, met**ilo**
C_2H_6, et**ano**	C_2H_5-, et**ilo**
C_3H_6, prop**ano**	C_3H_7-, prop**ilo**
$C_{10}H_{22}$, dec**ano**	$C_{10}H_{21}-$, dec**ilo**

- Cuando se consideran grupos alquilo más de dos átomos de carbono, hay que tener en cuenta la isomería.

Ejemplos:

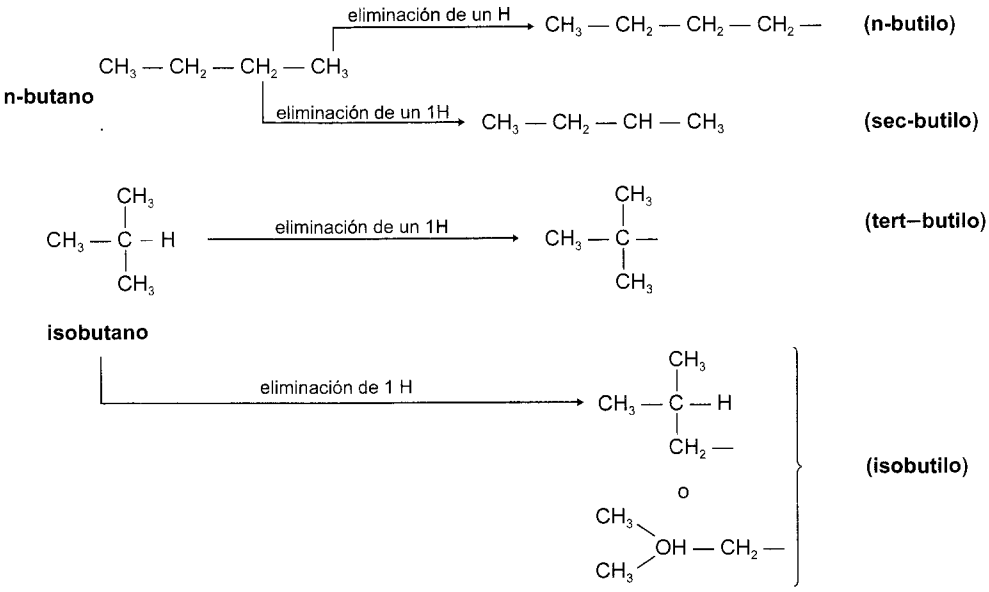
Grupos alquilo del propano (C_3H_7-).

n-propano $CH_3-CH_2-CH_3$

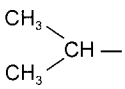
eliminación de un H → $CH_3-CH_2-CH_2-$ **(n-propilo)**

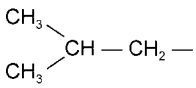
eliminación de un H → $CH_3-\underset{\displaystyle |}{CH}-CH_3$ **(isopropilo)**

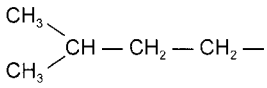
- **Grupos alquilo: (C_4H_9–) que deriva el butano.**

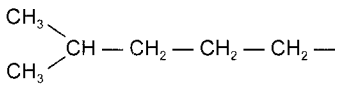


Radicales importantes:


isopropilo


isobutilo


isopentilo

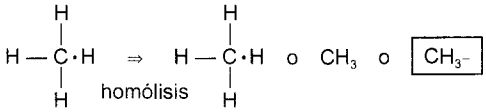

isohexilo

Nota

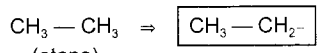
Los radicales alquilos son estructuras monovalentes que se derivan de la ruptura Homolítica del enlace: C – H.

Ejemplos:

Metil



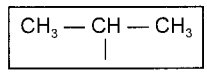
Etil

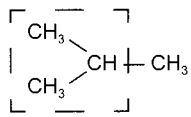


PREFIJOS COMUNES (ALCANOS)

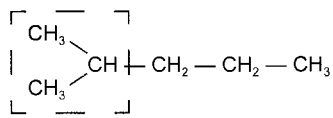
$CH_3(CH_2)_6CH_3$	n–butano
$CH_3 — I$	(yoduro de metilo)
$CH_3CH_2CH_2CH_2 — Cl$	(cloruro de n–butilo)

- Prefijo: iso

grupo:  (en una molécula)

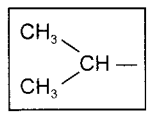


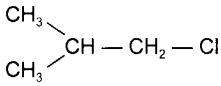
isobutano



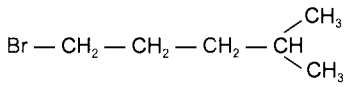
isohexano

Se observa:


(se encuentra mostrado por líneas).

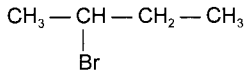


cloruro de **iso**butilo:



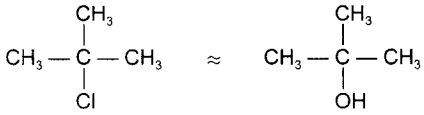
bromuro de isohexilo

- Prefijo **sec**



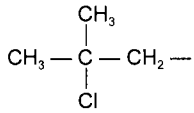
bromuro de **sec**–butilo

- Prefijo **tert**

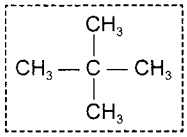


cloruro de **tert**–butilo alcohol **tert**–butílico

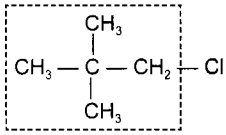
- Grupo **neo**: Presencia:



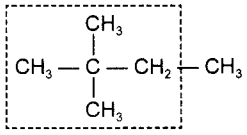
(en una molécula)



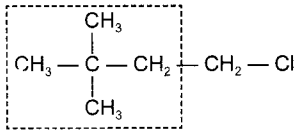
neopentano



cloruro de **neo**pentilo



neohexano



cloruro de **neo**hexilo

NOMENCLATURA IUPAC

IUPAC (1892): Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.

1.ª regla. Se escoge como cadena principal aquella secuencia de carbonos de mayor longitud. Si existiese 2 o más posibilidades se decide por aquella con mayor cantidad de radicales.

2.ª regla. Se enumera la cadena principal, empezando por el lado más cercano a las ramificaciones y en todo caso buscando la numeración más baja de los sustituyentes a ramificaciones.

3.ª regla. Se nombran, primero, las ramificaciones en orden creciente de tamaño (puede ser alfabético) e indicando el número del carbono al cual va unido.

4.ª regla. Si una ramificación se repite 2 o más veces se anteponen los prefijos: di, tri, tetra, etc.

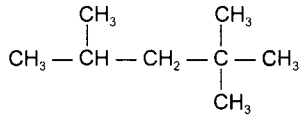
5.ª regla. Se nombra finalmente la cadena principal de acuerdo a la cantidad de carbonos que poseen.

Nombre de IUPAC

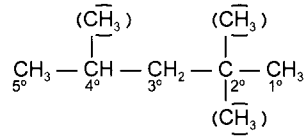
Ramificaciones **Cadena principal**

Ejemplos:

1.

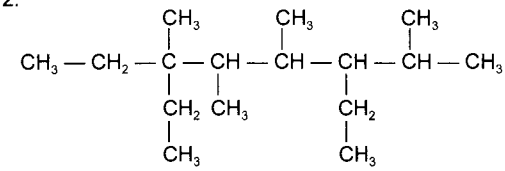


Resolución:

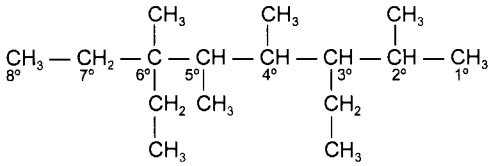


2,2,4 – trimetilpentano

2.

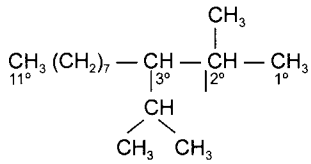


Resolución:



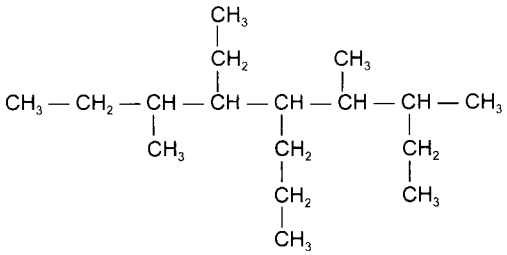
3,6 - dietil - 2,4,5,6 - tetrametiloctano

3.

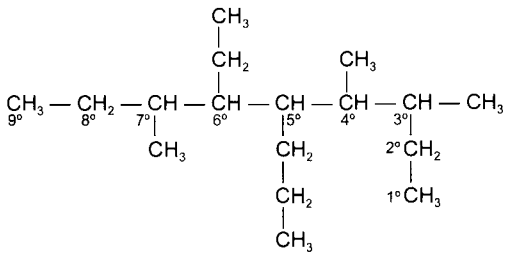


2 - metil - 3 - isopropilundecano

4. Dar nombre IUPAC:

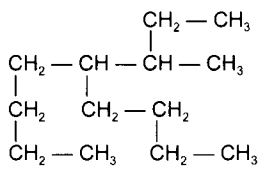


Resolución:

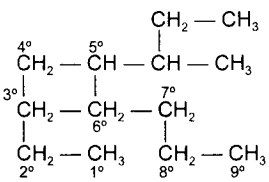


6 – etil – 3,4,7 – trimetil – 5 – propilnonano

5. Nombre IUPAC.

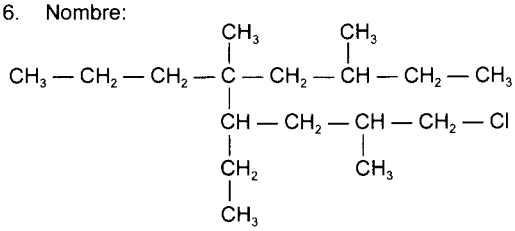


Resolución:

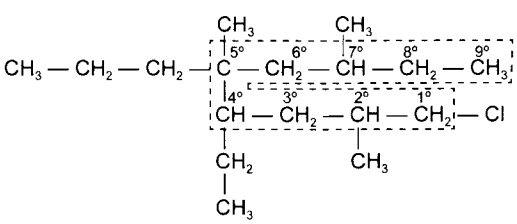


5 – sec – butilnonano

6. Nombre:

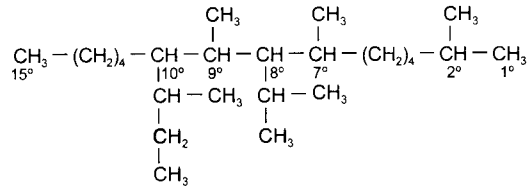


Resolución:



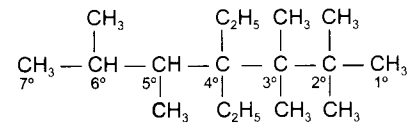
Orden de tamaño creciente:
1 - cloro - 2,5,7 - trimetil - 4 - etil - 5 - propilnonano.
Orden alfabético (preferido): 1 - cloro - 4 - etil - 2,5,7 - trimetil - 5 - propilnonano.

7. Nombrar:



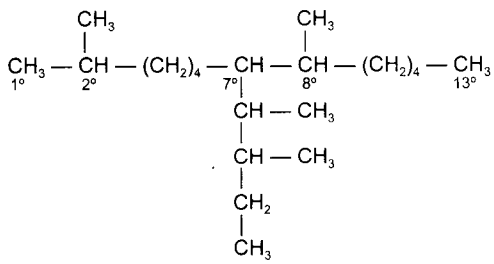
10 – sec – butil – 2,7,9 – trimetil – 8 – isopropilpentadecano

8. Dar nombre IUPAC:
$CH(CH_3)_2-CH(CH_3)-C(C_2H_5)_2-C(CH_3)_2-C(CH_3)_3$
Transformando:



4,4 – dietil – 2,2,3,3,5,6 – hexametilheptano

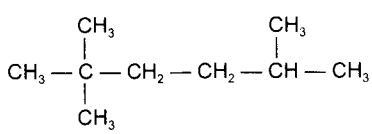
9. Nombrar:



7 – (1,2 – dimetil butil) – 2,8 – dimetiltridecano

10. Escribir la estructura:
2,2,5 - trimetilhexano

Resolución:



METANO

También llamado gas de los pantanos, se origina en la descomposición de la materia orgánica (fermentación anaeróbica), en ausencia de aire. Se encuentra asimismo en los filones de las minas de carbón, recibiendo entonces el nombre de grisú.
Es el principal componente del gas natural. En el laboratorio se obtiene por métodos generales, especialmente por hidrólisis del carburo alumínico.

$$C_3Al_{4(s)} + 12H_3O^+ + 12OH^- \rightarrow 3CH_{4(g)} + 4Al(OH)_{3(s)} + 12H_2O_{(l)}$$

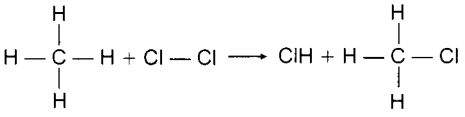
Propiedades:

Es incoloro, inodoro, insípido, insoluble en agua, siendo soluble en los disolventes orgánicos.

Arde en el aire con llama incolora, que apenas deja residuo carbonoso, la combustión es fuertemente exotérmica y muy rápida, determinando ambos factores que según las proporciones, la mezcla de metano y oxígeno arda con explosión.

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} + \text{calor}$$

- Con el cloro da reacciones de sustitución:



cloruro de metilo
o
clorometano

Pueden llegar a sustituirse todos los átomos de hidrógeno paulatinamente:

$$CH_3Cl + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{dicloro metano}}{CCH_2Cl_2} + HCl$$

$$CH_2Cl_2 + Cl_2 \longrightarrow \underset{\substack{\text{tricloro metano}\\ \text{o } \textbf{cloroformo}}}{\mathbf{CHCl_3}} + HCl$$

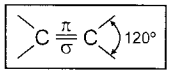
$$CHCl_3 + Cl_2 \longrightarrow \underset{\substack{\text{tetracloruro de}\\ \text{carbono}}}{\mathbf{CCl_4}} + HCl$$

ALQUENOS, OLEFINAS O ETILÉNICOS

Son hidrocarburos alifáticos, caracterizados porque en su cadena existe al menos dos átomos de carbono unidos por un enlace doble.

La mayoría de sus propiedades físicas son semejantes a la de los alcanos.

Sus propiedades químicas son más reactivas que los alcanos debido al enlace π.

Estructura: 

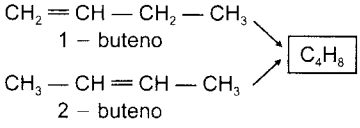
Fórmula: C_nH_{2n}

Terminación: ...**eno**

IUPAC	F. global	Común
Eteno	$CH_2 = CH_2$	C_2H_4 etileno
Propeno	$CH_2 = CH - CH_3$	C_3H_6 metil - etileno
1 - buteno	$CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$	C_4H_8 n-butileno (etil-etileno)
2 - buteno	$CH_3 - CH = CH - CH_3$	C_4H_8 dimetil - etileno
2 - metil - propeno	$CH_2 = C(CH_3) - CH_3$	C_4H_8 isobutileno

- Son isómeros de posición:
  El doble enlace ocupa diferentes posiciones en la cadena.

Ejemplos:



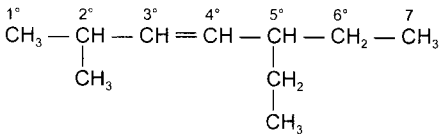
Radicales de alquenos

$CH_2 = CH -$ Vinil(o)

$CH_2 = CH - CH_2 -$ Alil(o)

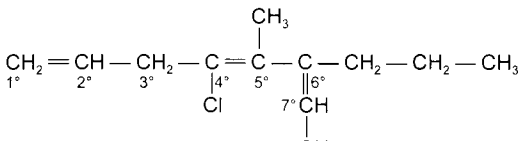
Ejemplos:

1. Dar nombre IUPAC:



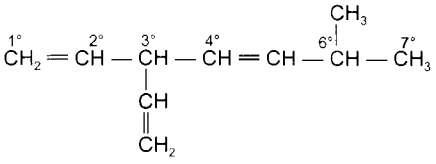
$\therefore$ 5 – etil – **2** – metil – 3 – hepteno

2. Nombrar:



$\therefore$ 4 - cloro - 5 - metil - 6 - propil - 1,4,6 - octatrieno

3.

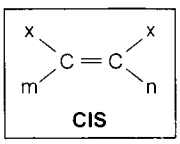


$\therefore$ 6 – metil – 3 – vinil – 1,4 – heptadieno

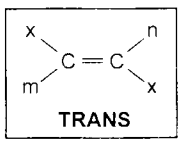
Isomería geométrica. Dos estructuras con enlace doble son isómeros geométricos cuando aun teniendo la misma cantidad de átomos y enlaces se diferencian en la distribución espacial de sus átomos.

Para que una estructura con doble enlace presente isómeros geométricos el carbono del doble enlace deberá estar unido a 2 átomos o grupos diferentes.

Presentan isomería geométrica **cis y trans.**



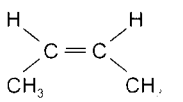
CIS



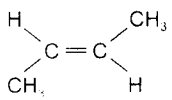
TRANS

m = n
o
m ≠ n

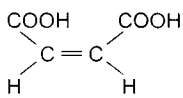
El más estable



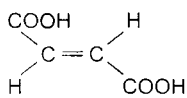
Cis – 2 – buteno



Trans – 2 – buteno



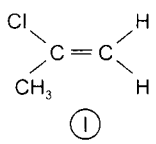
Cis – butenodióico



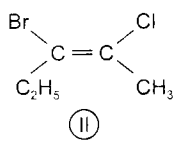
Trans – butenodióico

Ejemplo:

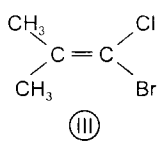
¿Qué estructuras no presentan isomería geométrica?



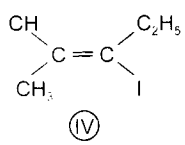
(I)



(II)



(III)



(IV)

Resolución:

Para que presenten isomería geométrica alrededor del C unido al doble enlace, debe contener átomos o grupos diferentes.

∴ No presentan isomería geométrica I y III

Estabilidad de alquenos. Un alqueno es más estable (menor calor de combustión cuando en torno a el doble enlace presenta mayor cantidad de grupos alquilo).

$CR_2 = CR_2 > CHR = CR_2 > CH_2 = CR_2 >$
más estable

$CH_2 = CHR \quad CH_2 = CH_2$
menos estable

Ejemplo:

¿Cuál de los alquenos es más estable?

I. $CH_2 = C(CH_3) - CH_3$

II. $CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_3$

III. $CH_3 - CH = C(CH_3) - CH_2 - CH_3$

V. $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$

Resolución:

Transformado:

I. $CH_2 = C(CH_3) - CH_3 \Rightarrow CH_2 = CR_2$

II. $CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_3 \Rightarrow CHR = CHR$

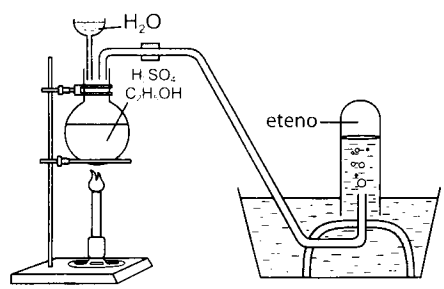
III. $CH_3 - CH = C(CH_3) - CH_2 - CH_3 \Rightarrow CHR = CR_2$

IV. $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3 \Rightarrow CH_2 = CHR$

∴ Más estable III mayor cantidad de grupos alquilo.

Etileno. Se obtiene industrialmente en la destilación de la hulla y mediante cracking del propano.

- En el laboratorio se obtiene por deshidratación del alcohol etílico.



- Posee propiedades generales de los hidrocarburos etilénicos.
- Mezclado con el oxígeno se emplea como anestésico, encuentra aplicación en la maduración y conservación de frutos, hortalizas.
- Es producto de partida para la obtención de la etilenclorhidrina, al adicionar ácido hipocloroso.

$$CH_2 = CH_2 + ClOH \longrightarrow ClCH_2 - CH_2OH$$

Producto del que se obtienen disolventes, alcoholes, éteres, etc.

De su radical $CH_2 = CH -$ (vinilo), se derivan materiales plásticos.

ALQUINOS ACETILÉNICOS

Son hidrocarburos alifáticos que poseen un enlace triple entre los dos átomos de C. Sus propiedades físicas son similares a la de los alcanos y alquenos.

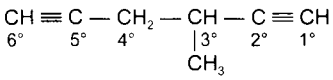
Estructura $-C\overset{\pi}{\underset{\pi}{\equiv}}C-$

Fórmula global: C_nH_{2n-2}

Terminación: ...**ino**

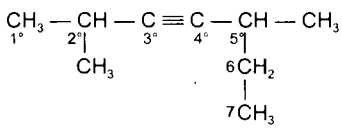
Ejemplos:

1. Dar nombre IUPAC:



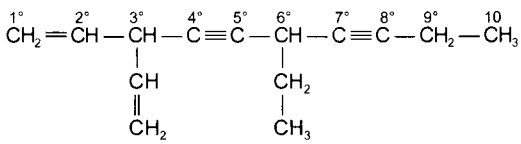
3 - metil - 1,5 - hexadino

2. Nombrar:



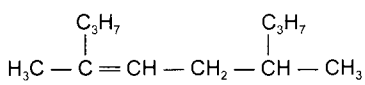
2,5 - dimetil - 3 - heptino

3. Nombrar:

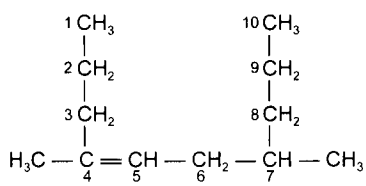


6 - etil - 3 - vinil - 1 - decen - 4,7 - diino

4.

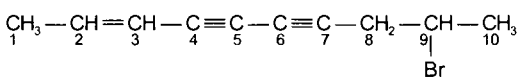


Resolución:



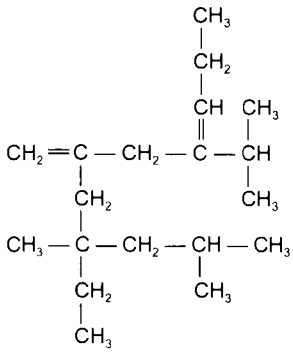
4,7 - dimetil - 4 - deceno

5.

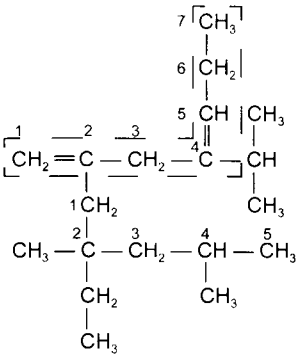


9 - bromo - 2 - decen - 4,6 - diino

6. Nombrar:



Resolución:



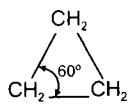
2 - (2 - etil - 2,4 - dimetil pentil) - 4 - isopropil -1,4 - heptadieno

HIDROCARBUROS ALICÍCLICOS

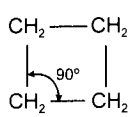
Son hidrocarburos alifáticos de cadena cerrada cuyas propiedades físicas y químicas son semejantes a los hidrocarburos de cadena abierta.

Los cicloalcanos son isómeros estructurales con los alquenos.

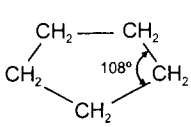
Cicloalcanos C_nH_{2n}



ciclopropano

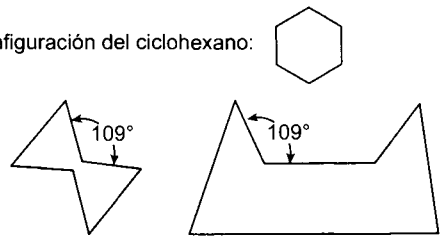


ciclobutano



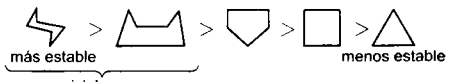
ciclopentano

Configuración del ciclohexano:

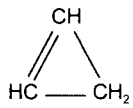


silla bote

- **Orden de estabilidad**



Otros: cicloalquenos

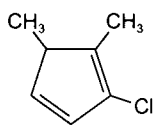


ciclopropeno

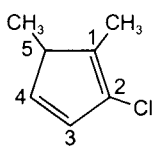
ciclobutadieno

Ejemplos:

1. Nombrar:

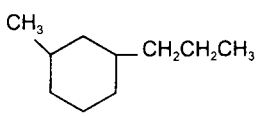


Resolución:

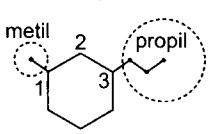


2 - cloro - 1,5 - dimetil - 1,3 - ciclopentadieno

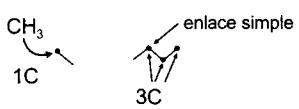
2. Nombrar:



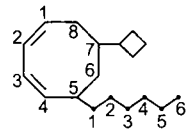
Resolución:



1 - metil - 3 - propil ciclohexano

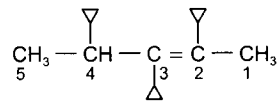


3. Nombrar:



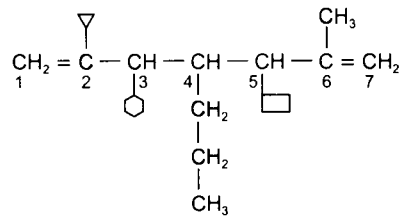
7 - ciclobutil - 5 - hexil - 1,3 - ciclooctadieno

4. Nombrar:



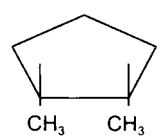
2,3,4 - triciclopropil - 2 - penteno

5. Nombrar:

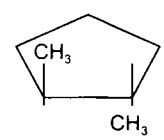


6 - metil - 4 - propil - 2 - ciclopropil - 5-ciclobutil - 3 - ciclohexil - 1,6 - heptadieno.

Los cicloalcanos también presentan isomería cis-trans con la presencia de dos substituyentes en el anillo del cicloalcano.



Cis - 1,2 - dimetil ciclopentano
p. ej.: 130 °C



Trans - 1,2 - dimetil ciclopentano
p. ej.: 124 °C

Halogenuros de alquilo. Son compuestos orgánicos que se derivan teóricamente de alcanos por sustitución de 1 átomo de hidrógeno por un halógeno.

Para estos componentes existen nombres IUPAC y también nombres comunes.

Fórmula global: $\boxed{R - X}$

X ⟶ halógenos (F; Cl; Br; I)
R ⟶ radical alquilo

Ejemplos:

$CH_3 - Cl$ { clorometano / cloruro de metilo

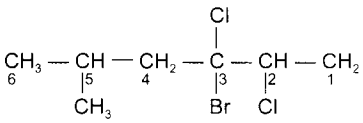
$CHCl_3$ { triclorometano / cloroformo

$CH_3 - CH_2Br$ { bromo etano / bromuro de etilo

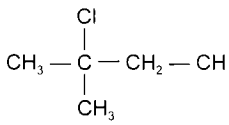
$CH_3 - CHI - CH_3$ { 2 - yodo - propano / yoduro de isopropilo

$CH_3 - CH_2 - CH_2I$ { 1 - yodopropano / yoduro de n-propilo

$CH_3 - CH(CH_3) - CH_2F$ { 1 - flúor - metil - propano / fluoruro de isobutilo



3 - bromo - 2,3 - dicloro - 5 - metilhexano

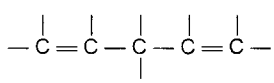


2 - cloro - 2 - metilbutano
(cloruro de terpentilo)

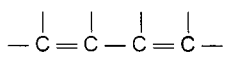
Dienos. Son hidrocarburos Alifáticos que poseen 2 enlaces dobles. Son isómeros estructurales con los alquinos.

Fórmula global: $\boxed{C_nH_{2n-2}}$

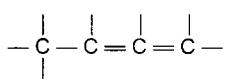
Tipos:



aislados

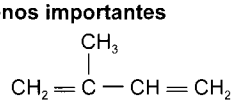


conjugados (alternados)



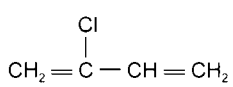
acumulados (catenos)

Dienos importantes



Isopreno

2 - metil - 1,3 - butadieno
monómero del caucho natural.

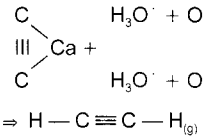


cloropreno

2 - cloro - 1,3 - butadieno
monómero del caucho sintético.

ACETILENO O ETINO

Se prepara por hidrólisis del carburo o acetiluro de calcio.



$\Rightarrow H - C \equiv C - H_{(g)} + Ca(OH)_2 + 2H_2O$

Como el carburo de calcio comercial está impurificado por sulfuro de calcio, el acetileno así producido tiene olor desagradable, si se halla puro su olor es etéreo. Es insoluble en agua y muy soluble en acetona (disolvente).

Puro en estado líquido, es muy inestable descomponiéndose en carbono e hidrógeno si se le comprime.

$$C_2H_2 \longrightarrow 2C + H_2 + 54{,}200 \text{ calorías.}$$

Por ellos se expende en el comercio en cilindros de acero en acetona, en 1 L. de lo cual a 15 atm, se disuelven 300 L de acetileno.

Arde con llama luminosa y fuliginosa (deja residuo de carbono al cortar la llama con un objeto frío). Las mezclas del acetileno con el aire y el oxígeno puro, son explosivas.

$$2C_2H_2 + 5O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 2H_2O + 312{,}0 \text{ cal}$$

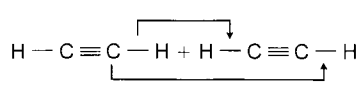
Cuando burbujea por una disolución amoniacal de nitrato de plata forma un precipitado blanco de acetiluro de plata, muy explosivo cuando está seco:

$$H - C \equiv C - H + 2AgNO_3 - 2NH_3$$
$$\Rightarrow Ag - C \equiv C - Ag\downarrow + 2NH_4NO_3$$

Se polimerizan:

$$3C_2H_2 \xrightarrow[\Delta T]{Ni} C_6H_6$$

Y burbujeando en una disolución ácida de cloruro cuproso se forma vinilacetileno.



$\Rightarrow H_2C = CH - C \equiv CH$ vinilacetileno

- Se emplea para alumbrado y en el soplete oxiacetilénico para cortar metales.
- Es el producto de partida para obtención del caucho sintético.

Reacciones en hidrocarburos

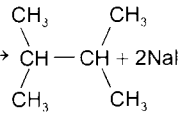
Obtención de alcanos. Se obtienen en laboratorio mediante 2 métodos:

- **La síntesis de Wurtz.** Se parte de **1 halogenuro de alquilo** que reacciona con sodio, obteniéndose un **alcano simétrico** con **doble** número de **carbonos**.

$$2\boxed{R - X} + 2Na \longrightarrow \underset{\text{alcano}}{\boxed{R - R}} + 2NaX$$

Ejemplos

- $2CH_3Cl + 2Na \rightarrow \mathbf{CH_3 - CH_3} + 2NaCl$

- $2CH_3 - CHI - CH_3 + 2Na \rightarrow$ 

- **La síntesis de Grignard.** Se parte en **1 halogenuro de alquilo** que reacciona con magnesio obteniéndose el halogenuro de **alquilmagnesio** que finalmente reacciona con agua formando el **alcano**.

$$\boxed{R - X} + Mg \xrightarrow{\text{éter}} R - Mg - X$$

$$R - Mg - X + H_2O \rightarrow \underset{\text{alcano}}{\boxed{R - H}} + HO - Mg - X$$

Ejemplos:

$$CH_3 - CH_2 - Br + Mg \xrightarrow{\text{éter}} CH_3 - CH_2 - Mg - Br$$

$$CH_3 - CH_2 - Mg - Br + H_2O \rightarrow \underset{\text{etano}}{\boxed{CH_3 - CH_3}} + HO - Mg - Br$$

Reacciones de alcanos. Los alcanos reaccionan principalmente con "halógenos" mediante la sustitución de sus átomos de hidrógeno y en presencia de luz intensa a temperaturas mayores de 200 °C.

Si hay 2 o más productos halogenados, el producto principal es aquel donde el halógeno va unido a un "carbono terciario o secundario".

Reactividad del hidrógeno $\Rightarrow$ $\boxed{3^\circ > 2^\circ > 1^\circ}$

Halogenación:

$$CH_3 - CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{\text{luz}} CH_3 - CH_2Cl + HCl$$

$$CH_3 - CH_2 - CH_3 + Br_2 \xrightarrow{\text{luz}} \begin{cases} CH_2 - CH_3 - CH_2Br \quad ...(\alpha) \\ \quad (8\%) \\ \\ CH_3 - CH_2 - CH_3 \quad ...(\beta) \\ \text{producto principal (92\%)} \end{cases} + \mathbf{HBr}$$

** Son isómeros: C_2H_7Br ** (α) y (β)

$$CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_2 - CH_3 + Br_2 \xrightarrow{\text{luz}} \begin{cases} CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_2 - CH_2Br \quad ...(\alpha) \\ CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CHBr - CH_3 \quad ...(\beta) + \mathbf{HBr} \\ CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CBr}} - CH_2 - CH_3 \quad ...(\gamma) \\ \quad CH_3 \text{ (producto principal) } 97\% \\ CH_2\mathbf{Br} - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_2 + CH_3 \quad ...(\phi) \end{cases}$$

α, β, γ, y ϕ: son isómeros (4): $C_5H_{11}\mathbf{Br}$

Reacciones de hidrocarburos insaturados. Alquenos y alquinos reaccionan principalmente por adición electrófilica. (captura de electrones π (pi)).

- Oxidación:

$$CH_2 = CH - CH_3 + KMnO_4 \longrightarrow \underset{\text{Glicol vecinal}}{\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{\overset{\displaystyle CH_2OH}{\overset{|}{CHOH}}}}}$$

- **Halogenación:**

$$CH_2 = CH_2 + Br_2 \xrightarrow{CCl_4} CH_2Br - CH_2Br$$

Ejemplo:

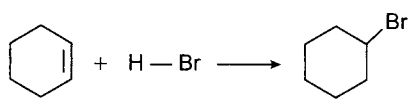
$$CH_3 - CH = CH_2 + Cl_2 \xrightarrow{CCl_4} CH_3 - CHCl - CH_2Cl$$

Si el compuesto que reacciona con el alqueno contiene hidrógeno se cumple la regla de Markovnikov, según la cual el hidrógeno se adiciona al carbono del doble enlace que poseen más átomos de hidrógeno.

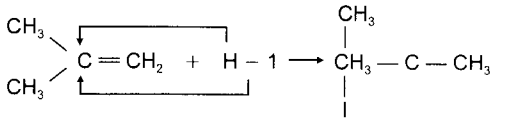
- **Adición Markovnikov**

a. **Adición de haluros de hidrógeno:** HCl, HBr, HI

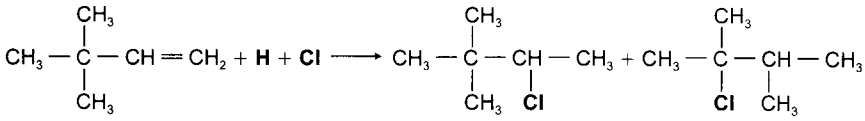
$$CH_2 = CH - CH_3 + \mathbf{H - Cl} \longrightarrow CH_3 - \mathbf{CHCl} - CH_3$$



ciclohexano — bromuro de ciclohexano



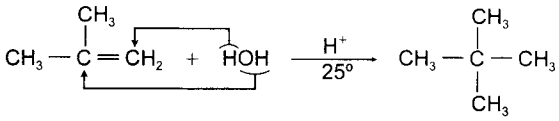
2 - metilpropeno (isobutileno) — 2 - yodo - 2 - metilpropano (yoduro de terbutilo)



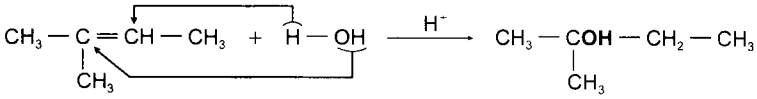
3 - cloro - 2,2 - dimetilbutano — 2 - cloro - 2,3 - dimetilbutano

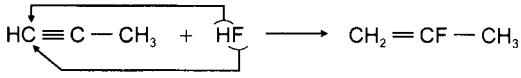
b. Adición de H_2O a alquenos: catalizada por ácidos

Método para la preparación de alcoholes secundarios y terciarios.

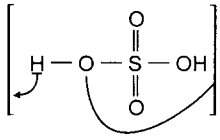


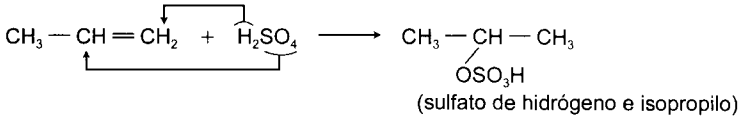
(alcohol - ter - butílico)



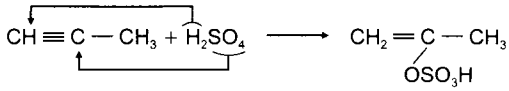


c. Adición de H_2SO_4



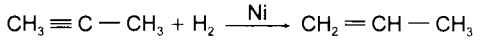


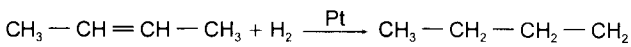
(sulfato de hidrógeno e isopropilo)

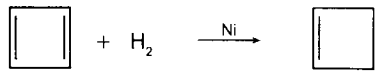


- **Hidrogenación de hidrocarburos**

Los hidrocarburos alifáticos reaccionan con $H_{2(g)}$ en presencia de catalizadores metálicos como el níquel, platino y paladio.





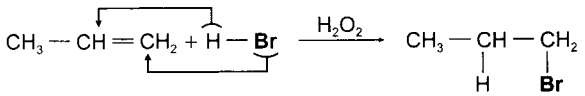


ciclobutadieno — ciclobuteno

$$+ \ H_2 \xrightarrow{Pd} CH_3 - CH_2 - CH_3$$

ciclopropano — propano

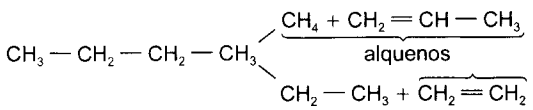
- **Adición anti Markovnikov**
  Se da cuando el alqueno reacciona con (HBr) en presencia de H_2O_2 (peróxido de hidrógeno).
  Es lo contrario a la regla de Markovnikov.



$$CH_3 - CH = CH_2 + H - Br \xrightarrow{H_2O_2} CH_3 - \underset{\underset{H}{|}}{CH} - \underset{\underset{Br}{|}}{CH_2}$$

Obtención de alquenos. Los alquenos de interés industrial se obtienen por cracking de fracciones de petróleo:

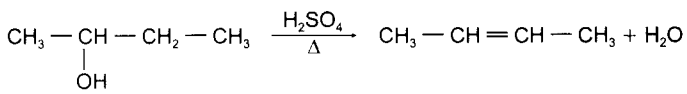
Ejemplo:



$$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3 \begin{cases} \xrightarrow{} \underbrace{CH_4 + CH_2 = CH - CH_3}_{\text{alquenos}} \\ \xrightarrow{} CH_2 - CH_3 + \overbrace{CH_2 = CH_2} \end{cases}$$

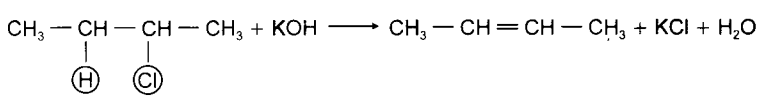
Para la obtención sintética de alquenos existen varios métodos para introducir un doble en la molécula, pero la mayoría de ellas implica la eliminación de grupos adecuados de carbonos vecinales.

- **Deshidratación de alcoholes**



$$CH_3 - \underset{\underset{OH}{|}}{CH} - CH_2 - CH_3 \xrightarrow[\Delta]{H_2SO_4} CH_3 - CH = CH - CH_3 + H_2O$$

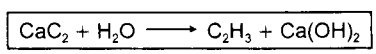
- **Deshidrahalogenación del alquilhalogenuros**



$$CH_3 - \underset{\underset{H}{|}}{CH} - \underset{\underset{Cl}{|}}{CH} - CH_3 + KOH \longrightarrow CH_3 - CH = CH - CH_3 + KCl + H_2O$$

ALQUINO

El alquino más importante es el acetileno (C_2H_2) cuya obtención industrial es por hidrólisis del carburo de calcio.



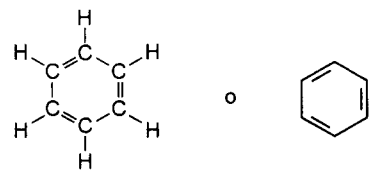
$$CaC_2 + H_2O \longrightarrow C_2H_3 + Ca(OH)_2$$

HIDROCARBUROS AROMÁTICOS

Al benceno y todos los compuestos de hidrocarburos parecidos al benceno en su comportamiento químico se conocen como hidrocarburos aromáticos.

BENCENO (C_6H_6)

Constituye el hidrocarburo fundamental de la serie aromática, así llamada por el olor penetrante de la mayor parte de sus compuestos.
El benceno está representado por un hexágono regular, en cada vértice del hexágono está colocado un átomo de carbono, el cual llena un átomo de hidrógeno. Los carbonos se encuentran enlazados uno con otro mediante enlaces sencillos y dobles alternadas.



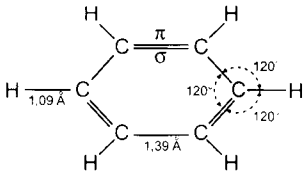
o

La estructura del benceno; presenta resonancia es decir que al diferir la posición de los electrones presentan dos o más estructuras equivalentes.

Los electrones se encuentran deslocalizados alrededor del doble enlace. De tal manera que el hexágono se le representa:

Con un círculo interno:

- El benceno es una molécula planar.
- Hibridización sp^2 y el ángulo formado 120°.

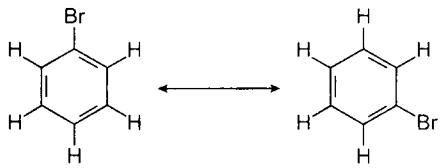


C_6H_6

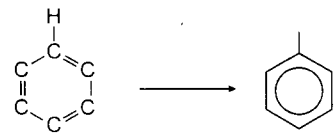
Anillos de Kekulé

- Los 6 hidrógenos son equivalentes, de tal manera que la sustitución de cualquiera de ellos por un elemento o grupo monovalente deberá dar el mismo compuesto **(no hay isómeros para derivados monosustituidos)**.

Ejemplo:



Radicales arilo (Ar–)

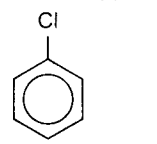


fenil(o)

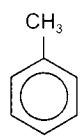
Debido a la estabilidad de sus enlaces dobles el benceno realiza reacciones de substitución.

Derivados del benceno

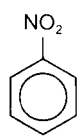
Monosustituidos. Se da el nombre base benceno:



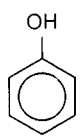
clorobenceno (C_6H_5Cl)



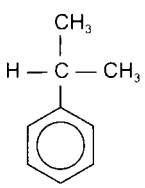
tolueno (metilbenceno) $C_6H_5 — CH_3$



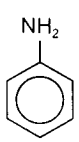
nitrobenceno



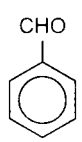
fenol (ácido carbólico)



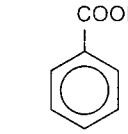
cumeno



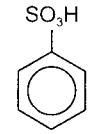
anilina



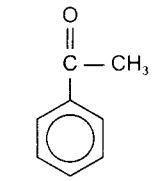
benzaldehído



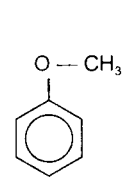
ácido benzoico



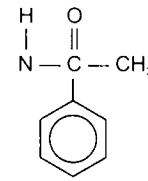
ácido bencensulfónico



acetofenona

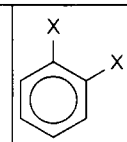
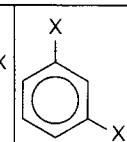
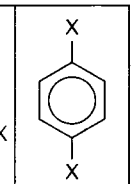


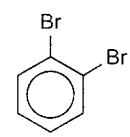
anisol



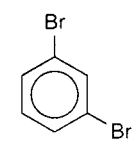
acetanilida

Disustituidos. Presentan 3 isómeros de posición

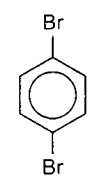
Isómeros			
Posición	(1,2)	(1,3)	(1,4)
Prefijo	Orto **(o)**	Meta **(m)**	Para **(p)**



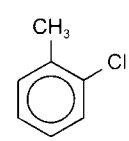
o-dibromobenceno



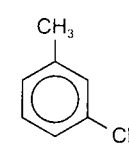
m-dibromobenceno



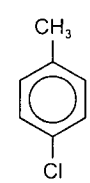
p-dibromobenceno



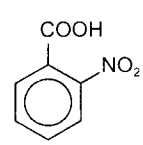
o-clorotolueno



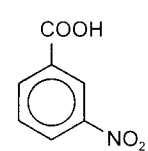
m-clorotolueno



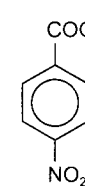
p-clorotolueno



ácido **o**-nitrobenzoico

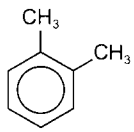


ácido **m**-nitrobenzoico

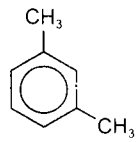


ácido **p**-nitroenzoico

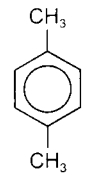
- **Los xilenos** o dimetil bencenos:



o-xileno

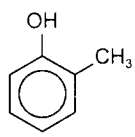


m-xileno

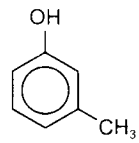


p-xileno

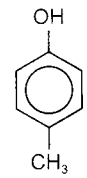
- **Cresoles** con un CH y un CH_3



o-cresol

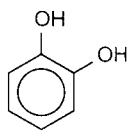


m-cresol

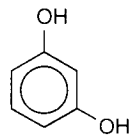


p-cresol

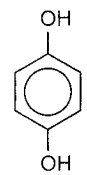
- **Fenodioles**



o-fenodiol
(catedol)

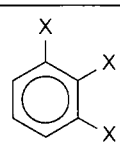
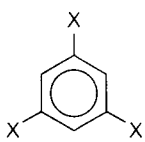
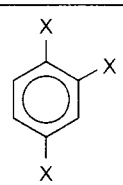


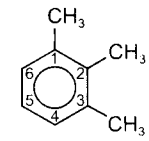
m-fenodiol
(resorcinol)



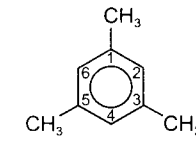
p-fenodiol
(hidroquinona)

Trisustituidos

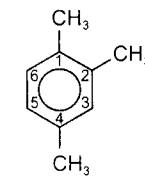
Isómeros	Posición	Prefijo
	1,2,3	Vecinal (v)
	1,3,5	Simétrico (s)
	1,2,4	Asimétrico (a)



1,2,3 - trimetilbenceno
(v - trimetilbenceno)

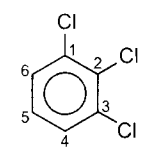


1,3,5 - trimetilbenceno
(s - trimetilbenceno

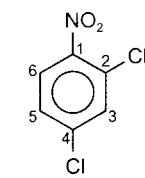


1,2,4 - trimetilbenceno
(a - trimetilbenceno)

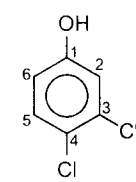
- Si en el anillo existen más de dos grupos, sus posiciones se indican mediante uso de números.



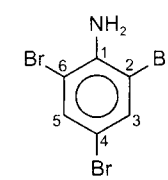
(1,3,3 - triclorobenceno)



(2,4 - dicloronitrobenceno)

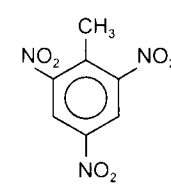


3,4 - diclorfenol

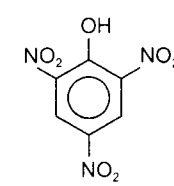


2,4,6 - tribromoanilada

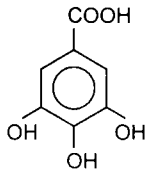
Compuestos importantes



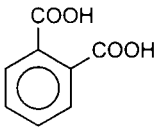
trinitrotolueno
(TNT)



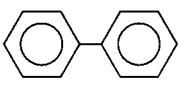
trinitrofenol
(ácido pícrico)



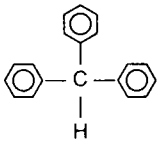
ácido gálico
(ácido 3,4,5 - trihidroxibenzoico)



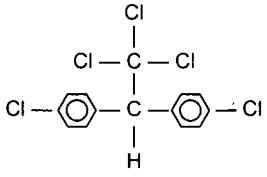
(ácido ftálico)



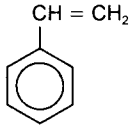
bifenilo



trifenilmetano



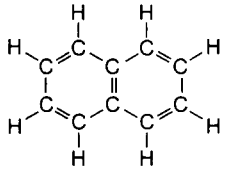
dicloruro difenil tricloroetano **(DDT)**

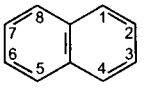


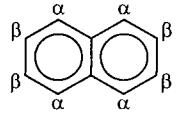
estireno

De anillos fusionados

a. Naftaleno. Proviene de la condenación de dos anillos bencénicos.

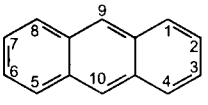


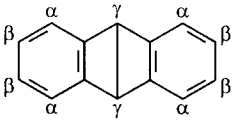


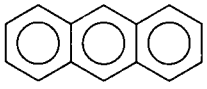


Fórmula global $C_{10}H_8$

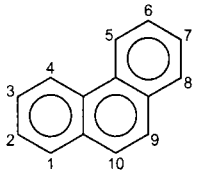
b. Antraceno ($C_{14}H_{10}$)

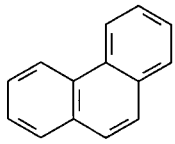


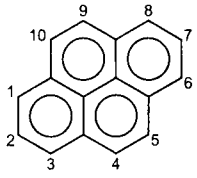




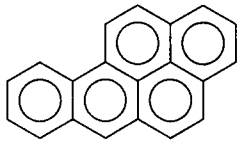
c. Fenantreno



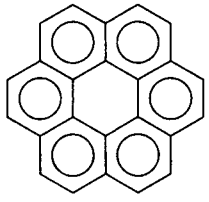




pireno



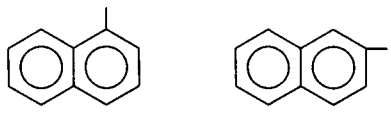
1,2 – benzopireno



coroneno

- **Radicales arilo.** Pérdida de un átomo de hidrógeno del hidrocarburo aromático. Terminación **ilo** o **il**.

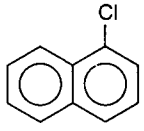
Radical naftaleno



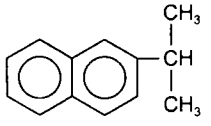
$C_{10}H_7$ α – naftil

$C_{10}H_7$ β – naftil

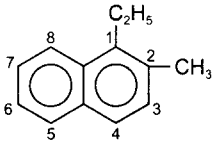
Ejemplo:



cloruro de α – naftil



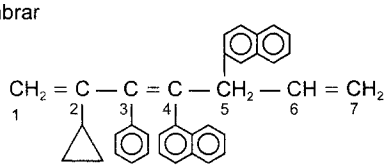
β – isopropilnaftaleno



1 - etil - 2 - metilnaftaleno

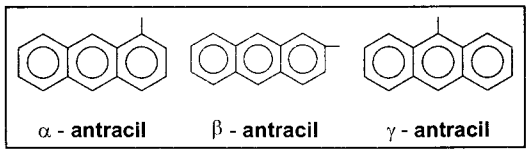
Ejemplos:

1. Nombrar

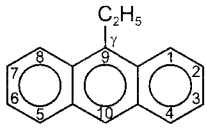


2 - ciclopropil - 3 - fenil - 4 - α - naftil - 5 - β - naftil - 1,3,6 - heptatrieno.

Radical antraceno

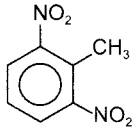


2. Nombrar

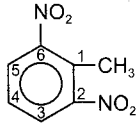


9 - etilantraceno
γ - etilantraceno

3. El compuesto presentado en la figura se denomina:

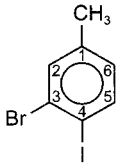


Resolución:



Se enumera considerando que el grupo orientador es (CH_3) terminación tolueno.

4. Nombrar:

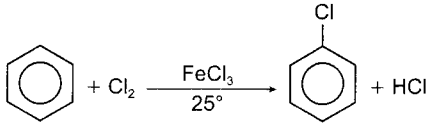


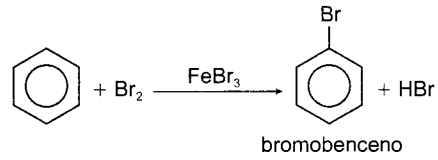
3 - bromo - 4 - yodo - tolueno

Reacciones de sustitución

Las reacciones características de los compuestos aromáticos bencenoides son de la sustitución.

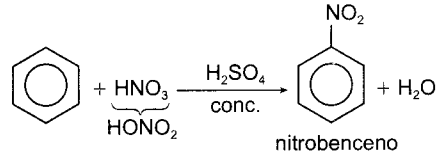
1. **Halogenación.** Cloración y bromación, catalizador FeX_3, (X: Cl, Br).





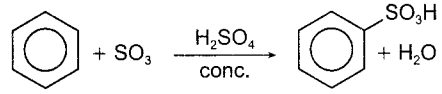
bromobenceno

2. **Nitración**



nitrobenceno

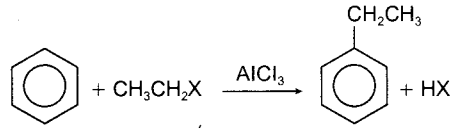
3. **Sulfonación**



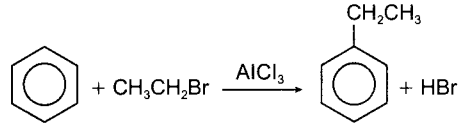
ácido bencenosulfónico

ácido sulfúrico
fumante o (óleum): $SO_3 + H_2SO_4$

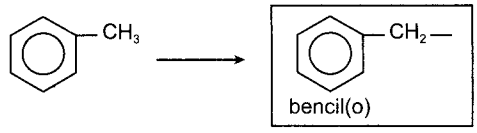
4. **Alquilación de Friedel-Crafts (X: Cl, Br).**



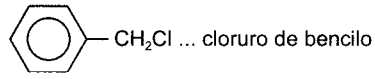
Ejemplo:



Radical bencil. Se deriva del tolueno, en el cual el hidrógeno del grupo metilo ha sido sustituido.



Ejemplo:

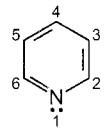


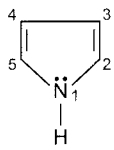
CH_2Cl ... cloruro de bencilo

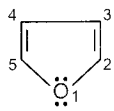
COMPUESTOS AROMÁTICOS HETEROCÍCLICOS

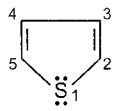
A los compuestos aromáticos que en su estructura o anillo presentan otro elemento diferente al carbono e hidrógeno.

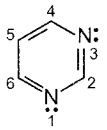
Los compuestos aromáticos heterocíclicos más importantes son las que contienen N, O, S.

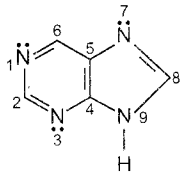

piridina

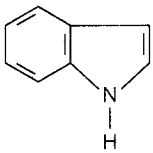

pirrol

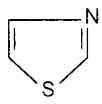

furano

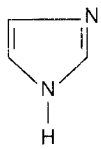

tiofeno


pirimidina


purina


indol


tiazol


imidazol

EL PETRÓLEO

El petróleo ha sido conocido por el hombre desde la antigüedad, sin embargo, la gran importancia económica del petróleo en el mundo de hoy, como fuente de hidrocarburos combustibles, data solo del siglo pasado.

La invención de los motores de explosión, alimentados por combustibles líquidos obtenidos principalmente del petróleo, acabó con el uso de las máquinas de vapor y en gran medida desplazó al carbón como combustible industrial y doméstico.

Posteriormente, el notable desarrollo de la química en las últimas décadas, permitió utilizar el petróleo y sus derivados como materia prima para la fabricación de una gran variedad de productos químicos, entre los que destacan los plásticos y los fertilizantes sintéticos.

El crecimiento industrial del mundo moderno ha elevado la demanda de petróleo a un nivel que no alcanzan a abastecer los países productores, lo que ha aumentado enormemente su valor económico y lo ha convertido en un importante material estratégico, ya que su falta puede impedir el desarrollo o llegar a paralizar a una nación.

El Perú tiene en el petróleo su principal fuente de energía, este cubre alrededor del 60% de la demanda energética total del país que consumen actividades de importancia económica-productiva como la minería, la industria manufacturera, la pesquería y los transportes.

La palabra petróleo, etimológicamente proviene de dos voces latinas:

PETRUM : piedra **ÓLEUM** : aceite

o sea, aceite de piedra por lo que también se le llama aceite mineral.

¿Qué es el petróleo?

El petróleo es una mezcla compleja constituida principalmente de hidrocarburos parafínicos, cicloparafínicos o nafténicos y aromáticos; predominando los alcanos desde los más livianos a los más pesados, un petróleo se distingue de otro por el tipo de hidrocarburo que posee.

Los alcanos o parafinas gaseosas inferiores (gas natural) acompañan al petróleo que están parcialmente disueltos en él.

Teorías de su origen

Existen dos teorías:

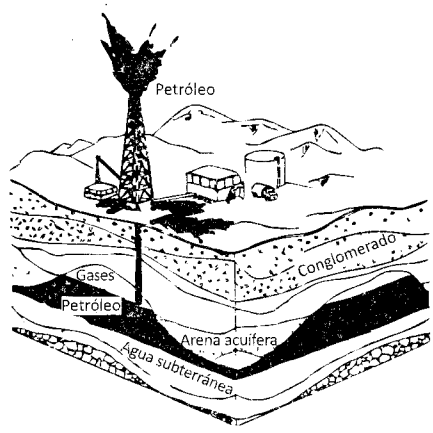
Teoría inorgánica. También llamada teoría de origen mineral, se fundamenta en que a partir de minerales de carbono. de donde se forma el CO, este reaccionaría con el hidrógeno proveniente de compuestos inorgánicos con la presencia de calor y de una fuerte presión que al combinarse dan origen a variadas formas de hidrocarburos que asociadas constituyen al petróleo.

$$nCO + (2n + 1)H_2 \rightarrow C_nH_{2n-2} + nH_2O$$

Teoría orgánica. También llamada teoría animal-vegetal o moderna, sostiene que el carbón a hidrógeno que constituyen el petróleo provienen de restos de la vida animal-vegetal preexistente, el agua y la capa de sedimentos protegieron a las sustancias orgánicas de una rápida destrucción por oxidación, mientras tanto la acción del calor y de las bacterias causan la formación de los hidrocarburos presentes en el petróleo.

Estado natural

El petróleo es un líquido que se encuentra en depósitos subterráneos, retenidos en capas impermeables mezclado con gas natural y agua.



Propiedades generales:

A. El petróleo crudo es un líquido oleoso, más ligero que el agua, cuya densidad varía de 0.7 a 0.9 gmL.

B. El petróleo es un líquido a veces poco coloreado y fluido, otras veces es verdoso o rojizo con fluorescencia verde-azulada o también lo es espeso y negro, lo que se explica por su variada y compleja constitución.

Composición

El petróleo contiene pequeñas cantidades de oxígeno, azufre y nitrógeno, sales inorgánicas e incluso agua, siendo el azufre un elemento inconveniente porque puede dar lugar a la corrosión.

La mayor parte de los hidrocarburos del petróleo son líquidos, sin embargo existen también hidrocarburos sólidos (asfaltos y parafinas) disueltos en hidrocarburos líquidos.

Obtención del petróleo

Exploración. En la cual se trata de ubicar la zona petrolífera, a través de pruebas sísmicas, gravimétricas, geológicas, etc.

Perforación. Una vez ubicada la zona, se perfora el subsuelo, en la industria petrolífera se distinguen dos sistemas de perforación: el de percusión y de rotación. Al perforar y alcanzar la capa petrolífera, generalmente la presión del gas hace surgir espontáneamente al petróleo, lo que ocurre a veces en forma violenta, alcanzando el líquido grandes alturas; por ello es útil la armadura en la boca del pozo, mediante la cual regulando la presión se le hace surgir en forma controlada. Si la presión del gas resulta insuficiente para elevar el petróleo, se inyecta aire o gas natural o si no, se extrae el petróleo por medio de bombas.

Explotación. El petróleo obtenido se almacena en grandes depósitos anexos se le hace reposar para eliminar la mayor parte del agua y la arcilla que a veces arrastra; luego se trasvasa mediante bombas a los tanques de almacenamiento, para después ser enviado a las destilerías o puestos de expedición, por cañerías especiales: oleoductos de gran longitud.

Refinación del crudo

Consiste en la separación de impurezas del petróleo y obtener las fracciones útiles, tiene las siguientes fases:

Tratamientos previos. El petróleo en su conjunto como mezcla lleva sedimentos como arcilla, agua emulsionada y sales, su eliminación está sujeta a los tratamientos previos como:

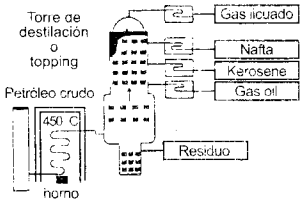
a. Separación del agua por el método de gravedad (el agua es más densa que el petróleo).

b. Endulzamiento que consiste en la eliminación de sales como NaCl, $CaCl_2$, $MgCl_2$.

Es necesaria la eliminación de sales porque al ponerse en contacto con el agua forma HCl siendo esto totalmente corrosivo.

Destilación fraccionada. También se denomina topping o destilación primaria consiste en la separación del petróleo crudo en sus componentes, lo cual se basa en las diferentes temperaturas de ebullición que tienen los componentes de la mezcla petrolífera, obteniéndose gas combustible, kerosene, aceites lubricantes y residual, toda refinería hace uso de este proceso.

En el Perú tenemos la refinería de Talara, La Pampilla y en la Selva. La destilación del petróleo empieza cuando en la columna de fraccionamiento, ingresa el crudo caliente a la temperatura de 420 °C proveniente del horno. En la columna de destilación los componentes se separan según la diferencia de temperaturas de ebullición de cada componente. Por la parte superior se desprende la fracción de menor temperatura de ebullición y por el fondo se obtiene la fracción de mayor temperatura de ebullición.



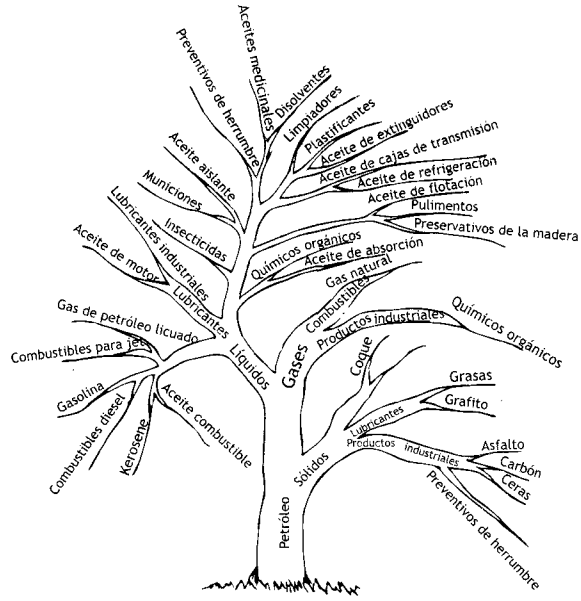
Residuos de destilación. Alquitrán de crudo (asfalto, fuel oil, coque de petróleo), parafinas sólidas y otros productos beluminosos.

Principales derivados

Mencionar los derivados del petróleo es enumerar cerca de 700 000 sustancias diferentes entre gases, líquidos y sólidos, para evitar tan seria tarea, indicaremos las principales fracciones obtenidas en la destilación, de acuerdo a un rango de temperaturas.

Fracción	Temperatura	Cadenas carbonadas	Usos
Gas de petróleo	Hasta 40 °C	C_1 a C_4	Combustibles, el C_3H_8 principalmente
Éter de petróleo o ligroina	40 °C - 70 °C	C_5 a C_6	Disolvente, quitamanchas, lavado en seco
Gasolina aviación	70 °C - 100 °C	C_6 a C_{10}	Combustible de motores
Gasolina de automóviles	100 °C - 120 °C		
Otras gasolinas	120 °C - 180 °C		
Kerosene	180 °C - 270 °C	C_{11} a C_{15}	Combustible doméstico, motores diesel
Gas oil (aceite diesel)	270 °C - 360 °C	C_{16} a C_{20}	Obtención de aceites lubricantes, combustible diesel
Aceites lubricantes	Por sobre 360 °C	C_{20} en adelante	Lubricación
Vaselinas o petrolatos	Por sobre 360 °C	C_{12} a C_{15}	Pomadas - lubricación
Parafinas	Por sobre 360 °C	C_{20} a C_{30}	Velas (ceras) e impermeables
Alquitrán o brea	Por sobre 360 °C	----------	Asfalto - impermeabilización
Coque de petróleo	Por sobre 360 °C	----------	Combustible - electrodos

Derivados del petróleo



GAS NATURAL

A. Contiene los alcanos más volátiles, siendo su composición.

Componente		Porcentaje
CH_4	⇒	80%
C_2H_6	⇒	13%
C_3H_8	⇒	3%
C_4H_{10}	⇒	1%
Nitrógeno	⇒	3%

B. Se obtiene del petróleo, al momento de la extracción o por destilación fraccionada a bajas temperaturas (menos de 30 °C).
C. Se usa como combustible, en calefacción, como materia prima en la síntesis de muchos productos (petroquímica).
D. Combustiona completamente sin producir hollín, los gases propano (C_3H_8) y butano (C_4H_{10}) se comprimen y se venden como gas licuado, comúnmente se le conoce como gas propano.

GASOLINA

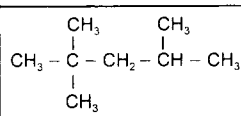
A. Es una mezcla de hidrocarburos líquidos de 5 carbonos hasta 10 carbonos, siendo los constituyentes más importantes los de 6; 7 y 8 carbonos.
B. Es la fracción más importante del petróleo, se obtiene entre 70 °C y 180 °C.
C. Se usa como combustible en los motores de combustión interna.

Índice de octano o poder antidetonante

La calidad de una gasolina se expresa por su octanaje.

Para determinar el octanaje de una gasolina, se prueba en un motor de ensayo y se miden sus propiedades detonantes, esta prueba se fundamenta en la comparación con una mezcla patrón formada por nheptano (detonante) y el 2,2,4 - trimetil pentano (antidetonante) al que los técnicos del petróleo han dado el nombre inadecuado de isoctano.

Escala de octanaje
(Según API)

Componente	Fórmula	Octanaje
n-heptano	$CH_3 - (CH_2)_5 - CH_3$	0
Isoctano		100

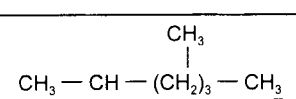
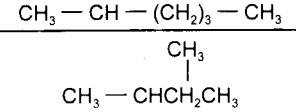
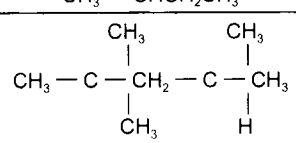
Donde el porcentaje de isoctano determina el octanaje, para lo cual ilustramos con dos ejemplos:

Gasolina de 84 octanos. Tiene el mismo rendimiento en un motor de prueba, que una mezcla de 84% en volumen de isoctano y 16% en volumen de n-heptano.

Gasolina de 95 octanos. Tiene el mismo rendimiento en un motor de prueba, que una mezcla formada por 95% de isoctano y 5% en volumen de n-heptano.

Variación de octanaje

En el siguiente cuadro se tiene los octanajes de algunos hidrocarburos:

Hidrocarburo	Estructura molecular	Tipo de estructura	Octanaje
n-heptano	$CH_3 — (CH_2)_5 — CH_3$	Lineal	0
n-hexano	$CH_3 — (CH_2)_4 — CH_3$	Lineal	25
2 - metilhexano		Ramificada	42
2 - metilbutano		Ramificada	93
2,2,4 - trimetilpentano		Ramificada	100
Benceno		Aromático	106
Tolueno		Aromático	120

Del cuadro, se concluye que:

En cadenas lineales:

A menor $\overline{M}$ ⇒ Mayor octanaje

En cadenas ramificadas:

A mayor n.° de ramificaciones ⇒ Mayor octanaje

A nivel de hidrocarburos:

1. Aromáticos
2. Hidrocarburos insaturados
3. Cicloalcanos
4. Alcanos ramificados
5. Alcanos lineales

↑ Aumenta el octanaje

Técnicas para mejorar la calidad de la gasolina

Adición de sustancias antidetonantes. La adición de ciertas sustancias mejoran la calidad de la gasolina tales como:

a. Plomo tetraetilo: $Pb(C_2H_2)_4$
b. Gasohol (90% gasolina - 10% alcohol)
c. Éter terbutilmetílico
d. Benceno

Observaciones

I. El plomo tetraetilo produce contaminación ambiental por emitir partículas de Pb (metal pesado).
II. La gasolina ecológica de 90 octanos no tiene plomo y es menos contaminante que la gasolina de 84 octanos que usa plomo tetraetilo.

Cracking. Llamado craqueo o pirólisis, consiste en romper la cadena de moléculas pesadas de los hidrocarburos, generándose moléculas pequeñas que sirven en la obtención de la gasolina.

El cracking puede ser:

a. Cracking térmico

I. También llamado pirolítico, se realiza a altas temperaturas entre 470 °C y 510 °C y elevada presión entre 20 a 50 atmósferas.
II. Se obtiene etileno y alcanos ligeros.

b. Craking catalítico

I. Se realiza a temperaturas entre los 430 °C y 400 °C y a una presión de 1,4 - 3,4 atmósferas de presión.
II. La ruptura de la cadena, es por la presencia de catalizadores como: SiO_2, Al_2O_3, arcilla natural, Cr_2O_3, MgO.
III. El objetivo es bajar la temperatura de operación por tres motivos: obtener una mejor gasolina, no afectar la superficie del reactor que está formada por metales sensibles: Fe, Cr, Ni y por último es por el costo de operación.

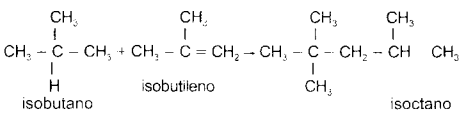
$$C_{18}H_{38} \xrightarrow[Al_2O_3]{400°C} C_8H_{18} + C_{10}H_{26}$$

n-octadecano isoctano 2 - metil - 2 - noneno

Observación

Con el cracking catalítico se produce gasolina de mayor octanaje.

Alquilación. En este proceso una cadena lineal o ramificada de baja masa molecular, se une con otra que puede ser aromática o no aromática, obteniéndose gasolina de buena calidad.



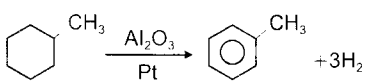
isobutano isobutileno isoctano

Isomerización. Los hidrocarburos normales se transforman en sus isómeros ramificados mediante una acción catalítica, mejorándose el octanaje.

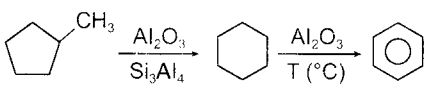
$$C_8H_{18} \xrightarrow{Al_2O_3} C_8H_{18}$$

n–octano isoctano

Gasolina aromática. Permite la transformación de cualquier gasolina pesada en una de mayor octanaje por uso de catalizadores como Pt/Al_2O_2 o Pt/Si_3Al_4 y funciones asociadas como hidrogenación e isomerización, el resultado es gasolina aromática.



metilciclohexano **tolueno**



metilciclopentano cicloexano benceno

Importancia del petróleo en la vida moderna

1. Sirve como materia prima para la obtención de productos sintéticos que comparándolos con los naturales resultan más económicos y muchas veces de mejor calidad. Ejemplo: fertilizantes, plásticos, etc.
2. Se obtienen combustibles con un poder calórico superior al carbón (hulla).
3. Da lugar a la aparición de una nueva industria, la petroquímica y por ende nuevos productos en el mercado, que sustituyen a otras con igual fin.

   Ejemplo: solventes, fibras sintéticas, etc.
4. Para los países desarrollados, esta fuente energética ha sido determinante en su evolución industrial y económica.

Petroquímica en el Perú

1. El término petroquímica etimológicamente quiere decir química de las rocas, pero se refiere a la industria de productos químicos derivados del petróleo o del gas natural principalmente.
2. La industria petroquímica en el país se reducía a la obtención del hidrógeno a partir del petróleo residual, para la síntesis del amoniaco que se lleva a cabo en Fertisa del Callao, hasta que Petroperú se dedicó a convertir a Talara en el primer polo de desarrollo petroquímico de nuestra patria.
3. Teniendo en consideración la demanda de fertilizantes para el desarrollo de nuestra agricultura, se ha construido una planta que produce amoniaco, una unidad de craqueo catalítico que permite obtener además de gasolina de alto octanaje, negro de humo y solventes.
4. La enorme importancia para el desarrollo industrial de un país significa la implantación de la industria petroquímica, por estar basada en la transformación química del petróleo, gracias a estas industrias, obtenemos productos primarios como: etileno, butileno, metano, hidrógeno, compuestos aromáticos y productos finales como: solventes, líquidos anticongelantes, fibras sintéticas, líquido para frenos, plastificantes, detergentes, caucho artificial, negro de humo, películas, aislantes eléctricos productos farmacéuticos fertilizantes, etc.

Contaminación que causa el petróleo

1. Una de las causas de la contaminación ambiental es la presencia de sustancias extrañas en el medio ambiente por el uso masivo del petróleo y sus derivados, que caracteriza nuestra época.
2. La contaminación con petróleo y con aceite de petróleo, de lagos, ríos y mares, ha traído como consecuencia la mortandad de los peces, así como de las aves y mamíferos acuáticos y la desaparición de la vegetación en varios sectores.
3. El petróleo, como agente contaminante de los medios acuáticos, ejerce su acción sobre los seres vivos en tres formas:
   a. Impide la oxigenación del agua al flotar en la superficie.
   b. Consume el oxígeno disuelto en el agua al descomponerse en sus elementos.
   c. Ejerce una acción tóxica sobre los organismos al ser ingerido con los alimentos.
4. Otra manera de contaminación a causa del petróleo se encuentra en su uso industrial como combustible, debido a los productos de la combustión, tales como el hollín negro de humo y los gases de óxido carbonoso y carbónico que contaminan el aire.

Polimerización de adición

Es una reacción en cadena donde unidades simples llamadas monómeras dan lugar a la formación de una molécula gigante que se llama polímero y cuyo peso molecular es elevado (mayor que 10 000).

Ejemplo: Plásticos, proteínas, etc.

Polietileno

$$\ldots CH_2=CH_2 + CH_2=CH_2 \ldots = -(CH_2-CH_2)_n-CH_2$$

etileno — polietileno

Monómero	Polímero
$nCH_2=CH_2$ etileno	$CH_2-(CH_2-CH_2)_n-CH_2$ polietileno
$nCF_2=CF_2$ tetrafluoretileno	$-(CF_2-CF_2)_n-$ politetrafluoretileno teflón
$nCH_2=CHCl$ cloruro de vinilo	$-(CH_2-CHCl)_n-$ cloruro de polivinilo PVC
$nCH_2=CH$ $\vert$ CN acrilonitrilo	$-(CH_2=CH)-$ $\vert$ CN poliacrilonitrilo orlon
$nCH=CH_2$ ⬡ estireno	$-(CH-CH_2-CH-CH_2)-$ ⬡ ⬡ poliestireno
$nCH_2=CH$ $\vert$ $OOCCH_3$ acetato de vinilo	$\left(CH_2-CH\right)_n$ $\vert$ $OOCCH_3$ acetato de polivinilo

Caucho natural

Proveniente del látex del árbol, es un sólido el elástico. El color va del amarillo al negruzco.

Se reblandece por acción del calor y se vuelve duro por enfriamiento. Es insoluble en el agua, pero soluble en el sulfuro de carbono y otros solventes.

Es el producto resultante de la polimerización del Isopreno (peso molecular entre 5000 y 200 000).

Monómero	Polímero
$CH_2=\underset{\vert}{\overset{CH_3}{C}}-CH=CH_2$ metil - 1,3 - butadieno isopreno	$-CH_2-\underset{\vert}{\overset{CH_3}{C}}=\overset{H}{C}-CH_2-$ **Cis**-poliisopremo

Caucho natural

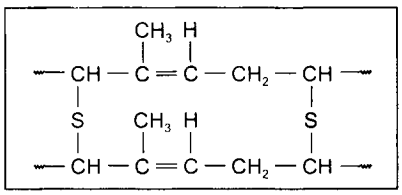
Caucho vulcanizado

Con el objeto de mejorar la calidad del caucho se somete a un proceso de vulcanización.

Consiste en calentar el caucho con azufre o bien tratarlo en frío, sumergiéndolo en una solución de cloruro de azufre en sulfuro de carbono.

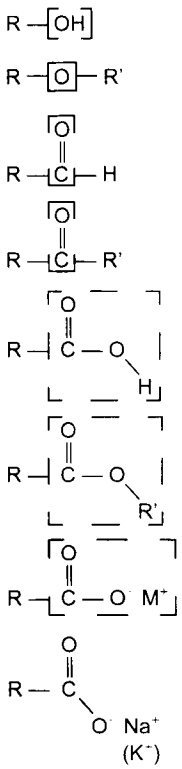
El proceso de vulcanización fue descubierto por el químico norteamericano Goodyear.

Mejora la resistencia a la tracción y al desgaste y su elasticidad.



◀ FUNCIONES OXIGENADAS

Son compuestos que tienen una parte hidrocarbonada y otra parte que se denomina grupo funcional, el cual contiene O y de donde se derivan sus propiedades físicas y químicas.



◀ FUNCIONES ALCOHOL (R — OH)

R — OH ... **ol** Terminación — C — OH

Son compuestos oxigenados que poseen el grupo funcional hidroxilo (OH) unido a un carbono saturado.

Los monoles más pequeños son solubles en agua y en química orgánica los constituyen uno de los compuestos con alto punto de ebullición.

Monoles: poseen 1 OH

Ejemplos:

$CH_3 — OH$
- **IUPAC**: metanol
- **común**: alcohol metílico
- otros: **carbinol**

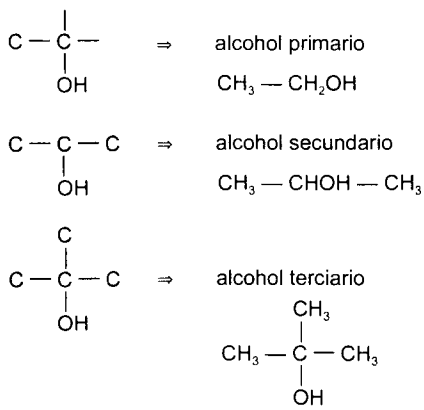
$CH_3 — CH_2 OH$
- etanol
- alcohol etílico
- * metilcarbinol
- * alcohol primario

$CH_3 — CH_2 — CH_2OH$
- 1 – propanol
- alcohol – n–propílico
- etilcarbinol

$CH_3 — CH(OH) — CH_3$ o $CH_3 — CHOH — CH_3$
- * 2 – propanol
- * alcohol isopropílico
- * dimetil carbinol
- * alcohol secundario

$CH_3 — CH(CH_3) — CH_2OH$ (③ ② ①)
- 2 – metil – 1 – propanol
- alcohol isobutílico
- isopropilcarbinol

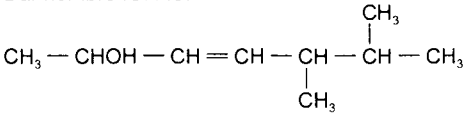
- Según el tipo de carbono en el que se encuentra el OH, los alcoholes pueden ser: primarios, secundarios o terciarios:



- En los alcoholes existe **isomería** al cambiar la posición del grupo (OH).

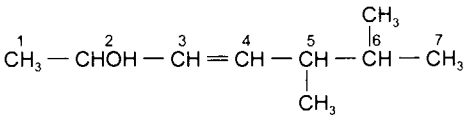
Ejemplo:

Dar nombre IUPAC:



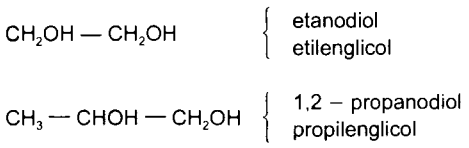
Resolución:

Se enumera más cercano al grupo funcional.

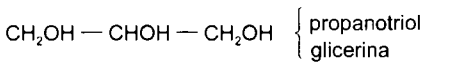


5,6 – dimetil – 3 – hepten – 2 – ol

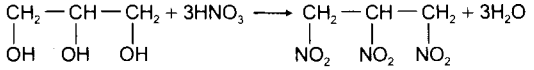
Dioles (glicoles) Poseen 2(OH)



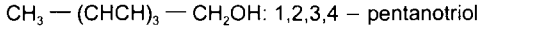
Polioles:



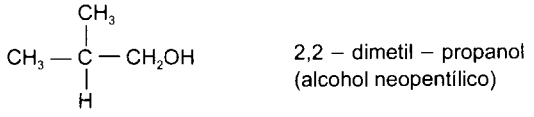
Su uso importante:



(trinitroglicerina)



Otros:



Propiedades generales

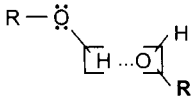
Físicas:

Hasta el carbono 16 son líquidos; los demás son sólidos.

Los isómeros de cadena normal tienen punto de ebullición más altos, los alcoholes terciarios son sólidos.

Todos son incoloros y de olor agradable. La solubilidad en agua decrece al aumentar la longitud de la cadena carbonada, el butanol ya es muy poco soluble.

- Debido a la formación del enlace puente de hidrógeno (similar al agua) los alcoholes presentan alto punto de ebullición.

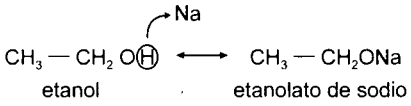


Químicas:

El comportamiento químico lo define el grupo funcional el radical — OH (hidroxilo).

La diferencia entre OH de una base y el OH de un alcohol es la siguiente:

El Hidrógeno en las bases es insustituible mientras que en un "alcohol" sí se pueden sustituir por metales para la formación de "alcoholatos", es decir, los alcoholes actúan como ácidos débiles:



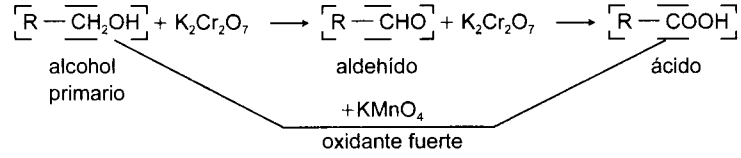
etanol — etanolato de sodio

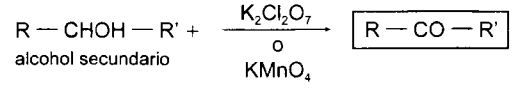
Reacción de alcoholes

Los alcoholes son los compuestos más versátiles ya que con ellos pueden obtenerse otros compuestos oxigenados, hidrocarburos e inclusive carbohidratos, etc.

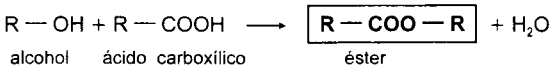
1.° Combustión

2.° Oxidación

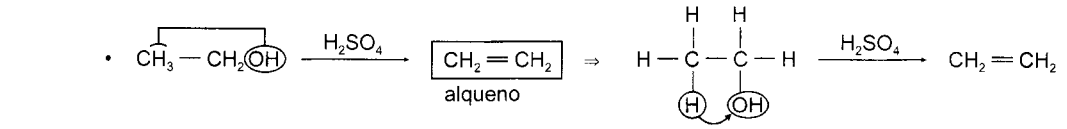
- 

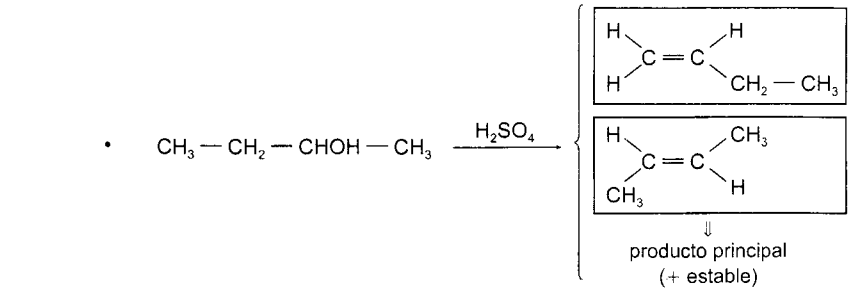
- 

3.° Esterificación

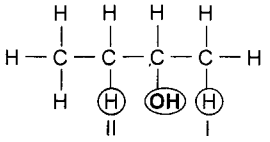


4.° Deshidratación de alcoholes. En medio ácido (H_2SO_4) deshidratante.



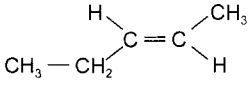


Para obtener los productos desarrollamos la cadena:

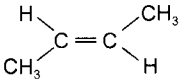


Se observa que existen 2 hidrógenos vecinales alrededor del (OH) ⇒ habrá 2 deshidrataciones I y II (de los hidrógenos respectivamente).

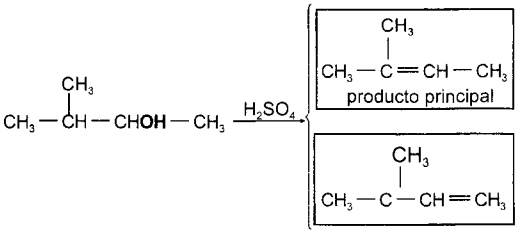
Deshidratación I:

$CH_3—CH_2—CH=CH_2$ o 

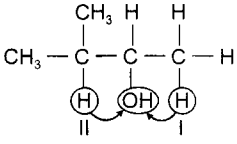
Deshidratación II:

$CH_3 — CH = CH — CH_3$ o 

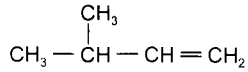
(producto principal) + estable
(isomería trans)

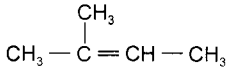


Formación:



Deshidrataciones:

I. 

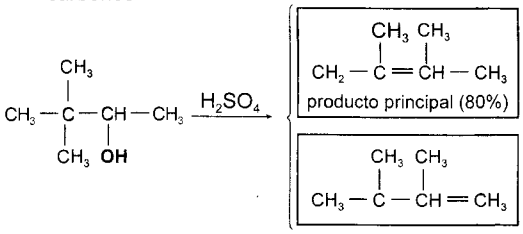
II. 

(producto principal)

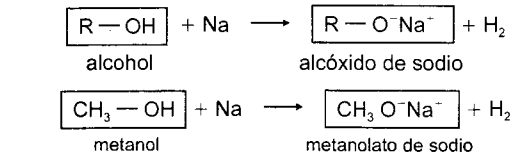
Nota

El producto principal siempre es el más estable (ver estabilidad de alquenos).

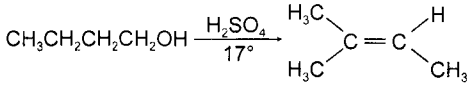
- Alcoholes que sufren rearreglo en el esqueleto de carbonos:

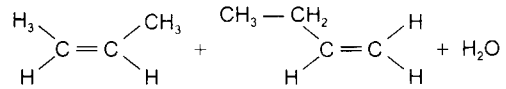


Comportamiento ácido

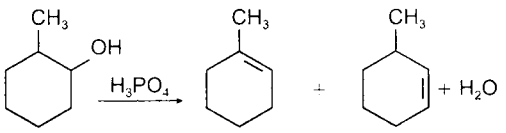


Ciertos alcoholes se deshidratan y forman más de un producto:

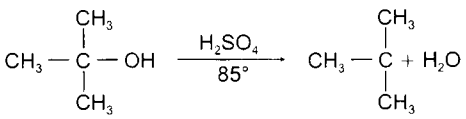




cis - 2 - buteno (producto minoritario) 1 - buteno (producto minoritario)



2 - metilciclohexanol 1 - metilciclohexeno (producto principal) 3 - metilciclohexeno (producto minoritario)



alcohol tert–butílico 2 – metilpropeno

Diferencia de alcoholes

Se realiza con el ensayo de Lucas, el cual consiste en adicionar al alcohol cloruro de cinc disuelto en ácido clorhídrico.

En esta prueba se determina que los alcoholes son más reactivos.

- $R - CH_2OH + ZnCl_2 \xrightarrow{HCl}$ lenta
  primario
- $R - CHOH - R' + ZnCl_2 \xrightarrow{HCl}$ 5 min
  secundario
- $R - \underset{\underset{R}{|}}{COH} - R'' + ZnCl_2 \xrightarrow{HCl}$ inmediata
  terciario

Metanol (CH_3OH)

Es un líquido incoloro de olor agradable, soluble en agua con la que se mezcla en todas las proporciones.

Arde con llama azul pálida, calorífica:

$$2CH_3OH_{(l)} + 3Cl_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$$

Es tóxico: pequeñas cantidades del mismo producen la ceguera, por destrucción del nervio óptico, e incluso la muerte.

Al mezclar con alcohol etílico se obtiene "alcohol desnaturalizado".

Se emplea en la obtención del formol, como disolvente de lacas, en perfumería.

Etanol: C_2H_5OH (fermentación alcohólica)

La obtención industrial se realiza a partir del etileno procedente de los gases de cracking.

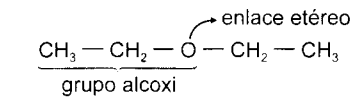
También se obtiene por la fermentación de materiales ricos en azúcares y almidón, constituyen ejemplos característicos el mosto y las melazas procedentes de la obtención de azúcar de la remolacha.

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{zimasa}} 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

- Es incoloro de olor agradable y sabor cáustico, muy soluble siendo miscible en todas las proporciones.
- Es combustible y se oxida con facilidad a aldehído.
- Se aplica en la fabricación de licores, como combustible, disolvente de esencias, barnices, lacas, antiséptico y como producto de partida para la obtención de otras sustancias.

◀ FUNCIÓN ÉTER (R–O–R')

Son compuestos oxigenados de baja polaridad que derivan teóricamente de la deshidratación de 2 moléculas de alcohol.



$CH_3 - O - CH_3$ — metoximetano
- metil–oxi–metil
- dimetil–éter
- éter–metílico

$CH_3 - O - C_2H_5$ — metoxietano
- metil–oxi–etil
- metil–etil–éter
- éter–metil–etílico

$CH_3CH_2 - O - CH_2 - CH_3$ — etoxietano
- etil–oxi–etil
- dietil–eter
- éter–etílico

Es un anestésico, solvente, etc.

Propiedades generales

Los éteres son sustancias inflamables volátiles. Son insolubles en agua y menos densos que ella, son compuestos muy estables, difícilmente atacados por los ácidos o por los álcalis, propiedad que se utiliza para usarlos como excelentes solventes.

Los éteres son isómeros de los alcoholes.

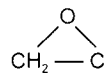
Ejemplos:

Alcohol etílico: $CH_3 - CH_2OH \rightarrow C_2H_6O$

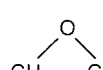
Éter dimético: $CH_3 - O - CH_3 \rightarrow C_2H_6O$

Son isómeros de función.

- **Epóxidos:** etenos cíclicos

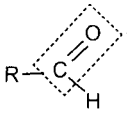


⇒ óxido de etileno



⇒ óxido de metiletileno

◀ FUNCIÓN ALDEHÍDO (R–CHO)



Son compuestos oxigenados que se derivan teóricamente de la sustitución en un carbono primario, 2 átomos de hidrógeno por 1 átomo de oxígeno.

- Por la oxidación de un alcohol primario

$$R-OH \xrightarrow{K_2Cr_2O_7} R-\mathbf{CHO}$$

alcohol 1°

- $H-\mathbf{CHO}$ { metanal (IUPAC) / formaldehído común

  40% de formol o formalina (desinfectante) aplicación en las resinas artificiales (bakelita).

- $CH_3-\mathbf{CHO}$ { etanal / acetaldehído

- $CH_3-CH_2-\mathbf{CHO}$ { etanal / propionaldehído

Otros casos:

$\mathbf{CHO}-CHO$ { etanodiol

$\mathbf{CHO}-CH(\mathbf{CHO})-\mathbf{CHO}$ { metilpropanodial

$$\overset{5}{CH_2OH}-\overset{4}{CH}=\overset{3}{CH}-\overset{2}{CH}(CH_3)-\overset{1}{CHO}$$

2 - metil - 3 - penten - 5 - ol - al

Propiedades generales

Físicas: El metanal primero en la serie es un gas, los que siguen hasta el carbono 12, son líquidos; los restantes sólidos. Poseen punto de ebullición inferior a los alcoholes. Son solubles en alcohol y otros disolventes orgánicos.

Químicas: Lo da el carácter no saturado (doble enlace) grupo carbonilo $\diagdown C=O \diagup$

Tendencia a dar reacciones de adición para transformar el doble enlace a enlace simple:

- **Hidrogenación:** dan alcoholes primarios:

$$CH_3-CHO + H_2 \longrightarrow CH_3-CH_2OH$$

aldehído — alcohol

- **Oxidación:** se oxidan para dar ácidos carboxílicos de igual n.° de carbonos.

$$CH_3-\mathbf{CHO} \xrightarrow{K_2Cl_2O_7} CH_3-COOH$$

acetaldehído — ácido acético

La oxidación de los aldehídos se comportan como reductores.

Reconocimiento de aldehídos

Ensayo de Tollens. Consiste en adicionar una solución de nitrato de plata amoniacal, produciéndose el espejo de plata. La plata se deposita en las paredes del tubo de ensayo en forma de espejo.

$$\mathbf{R-CHO} + Ag^{+} \longrightarrow \overset{\circ}{Ag} + \mathbf{R-COOH}$$

espejo de plata

Ensayo de Fehling. Consiste en adicionar una solución de tartrato cúprico al aldehído observándose un sólido de color rojo ladrillo de subóxido de cobre (Cu_2O)

$$\mathbf{R-CHO} + Cu^{+2} \longrightarrow Cu_2O_{(s)} + \mathbf{R-COOH}$$

rojo ladrillo

Reacción de coloración

Reacción de Schiff. Es un reconocimiento rápido de aldehídos. El reactivo consiste en una solución muy diluída de fucsina que ha sido decolorada por bisulfito de sodio. Cuando se añade un aldehído al reactivo toma una coloración violeta.

Ejemplos:

- Nombrar por IUPAC:

$$CH_2OH-CHOH-\underset{\mathbf{CHO}}{CH}-\overset{CH_2OH}{\overset{|}{CH}}-CHOH-\mathbf{CHO}$$

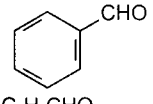
Resolución:

$$\overset{6}{CH_2OH}-\overset{5}{CHOH}-\overset{4}{\underset{\mathbf{CHO}}{CH}}-\overset{3}{\overset{CH_2OH}{\overset{|}{CH}}}-\overset{2}{CHOH}-\overset{1}{\mathbf{CHO}}$$

3 - metilol - 4 - metilal - 2,5,6 - exanotriol - al

- $\boxed{CCl_3-CHO}$: tricloroetanal o cloral

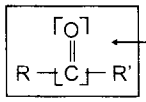
- $CH_3-CHOH-CHO$ 2 - propanol - al (aldol)



benzaldehído

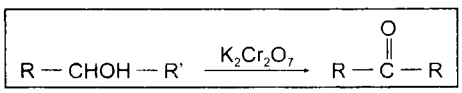
C_6H_5CHO

◀ FUNCIÓN CETONAS (R — CO — R)



Son compuestos oxigenados que se derivan teóricamente de la sustitución en un carbono secundario de 2 átomos de H por 1 átomo de O.

- Por la oxidación de un alcohol secundario:

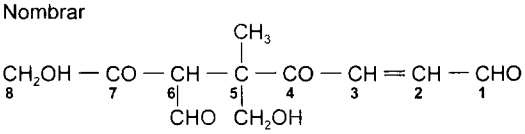


alcohol 2°

- $CH_3 - \underbrace{CO}_{\text{propanona}} - CH_3$ acetona
- $CH_3 - CH_2 - \underbrace{CO}_{\text{butanona}} - CH_3$ metiletilcetona
- $CH_3 - CH_2 - \underbrace{CO}_{\text{3 - pentanona}} - CH_2 - CH_3$ ⇒ isómeros de posición
- $CH_3 - \underbrace{CO}_{\text{2 - pentanona}} - CH_2 - CH_2 - CH_3$ ⇒ isómeros de posición
- $\underset{1}{\mathbf{CHO}} - \underset{2}{CH_2} - \underset{3}{CO} - \underset{4}{CH_2} - \underset{5}{CH_3}$

  Pentanal - 3 - ona
- — CO — CH_3 fenil - metil - cetona

Nombrar



5 - metil - 5 - metilol - 6 - metilal - 2 - octeno - 8 - ol - al - 4,7 - diona

Propiedades generales

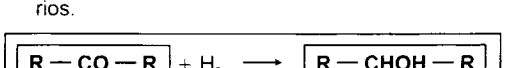
Físicas:

Las cetonas inferiores hasta el carbono 10 son líquidas, las siguientes son sólidas, poseen olor aromático y son solubles en agua (debido a la polaridad que tiene el grupo carbonilo).

Su punto de ebullición es algo superior a los de los aldehilos correspondientes pero inferior al de los alcoholes.

Químicas:

- **Hidrogenación.** Llegan a ser alcoholes secundarios.

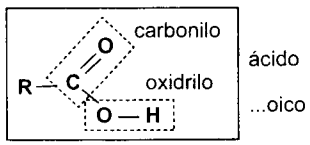


cetona **alcohol secundario**

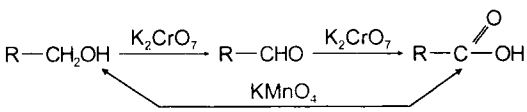
- **Oxidación.** Contrariamente a los aldehidos, las cetonas no son reductoras, no reacciona frente al reactivo de Tollens ni de Fehling.

◀ ÁCIDOS CARBOXÍLICOS (R — COOH)

Son compuestos oxigenados que poseen el grupo carboxílico (—COOH), el cual deriva de un carbono primario. Estos compuestos poseen alto punto de ebullición ya que pueden formar 2 enlaces puente de hidrógeno.



Constituyen el segundo grado de oxidación del alcohol primario.



Estructuras	IUPAC	Común
H — **COOH**	Ác. metanoico	Ác. fórmico
CH_3 — **COOH**	Ác. etanoico	Ác. acético
$CH_3 - CH_2$ — **COOH**	Ác. propanoico	Ác. propiónico
$CH_3 - (CH_2)_2$ — **COOH**	Ác. butanoico	Ác. butírico
$CH_3 - (CH_2)_3$ — **COOH**	Ác. pentanoico	Ác. valeriánico
$CH_3 - (CH_2)_4$ — **COOH**	Ác. hexanoico	Ác. caproico
$CH_3 - (CH_2)_6$ — **COOH**	Ác. octanoico	Ác. caprílico
$CH_3 - (CH_2)_8$ — **COOH**	Ác. decanoico	Ác. cáprico

Ácidos grasos

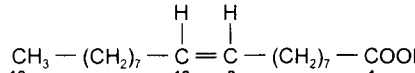
A los ácidos grasos monobásicos saturados de masa molecular elevada se les considera ácidos grasos.

Se hallan en las grasas naturales de animales o vegetales.

Grasas sólidas:	Cebo	} aceite saturado con enlace simple
Grasas semisólidas	Manteca	
Grasas líquidas	Aceite	} insaturado con dobles enlaces

Los más importantes:

• $C_{15}H_3$ — **COOH**	Ác. hexadecanoico	(Ác. palmítico)
• $C_{16}H_{33}$ — **COOH**	Ác. heptadecanoico	(Ác. margánico)
• $C_{17}H_{35}$ — **COOH**	Ác. octadecanoico	(Ác. estearico)



(Ácido oleico)

Ácido cis - 9 - octadecenoico

Ácidos dicarboxílicos

$COOH - COOH$ — Ác. etanodioico / Ác. oxálico

$COOH - CH_2 - COOH$ — Ác. propanodioico / Ác. maltónico

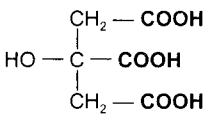
$COOH - (CH_2)_2 - COOH$ — Ác. butanodioico / Ác. succínico

$COOH - (CH_2)_4 - COOH$ — Ác. hexanodioico / Ác. adípico

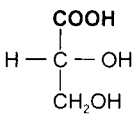
Otros:

$CH_3 - CHOH - COOH$ (3: β, 2: α, 1) — Ác. - 2 - propanoico / Ác. - α - hidroxipropiónico / Ác. láctico

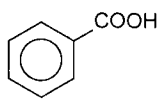
COOH — CHOH — CHOH — COOH — Ác. butanodioldioico / Ác. tartárico



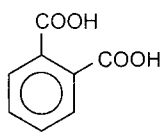
Ác. - 3 - metiloico - 3 - pentanoldioico / Ác. cítrico



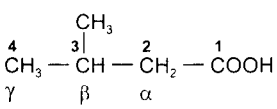
Ác. glicérico



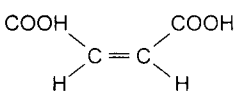
Ác. benzoico



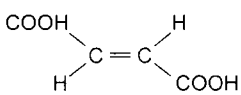
Ác. ftálico



3 - metil - butanoico / Ác. B - metil - butírico



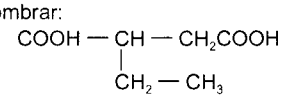
Cisbutenodioico (Ác. maleico)



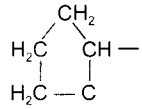
Transbutenodioico (Ác. fumárico)

Ejemplos:

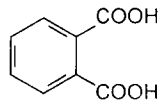
Nombrar:

- 

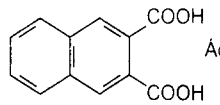
Ác. - 2 - etilbutanodioico

- 

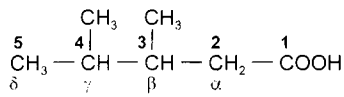
Ác. ciclopentacarbóxilico

- 

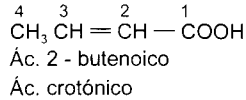
Ác. - 1,2 - bencendicarboxílico

- 

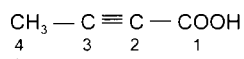
Ác. - 2,3 - naftalendiacarboxílico

- 

Ác. 3,4 - dimetilpentanoico
Ác. β,γ - dimetilvalérico

- 

Ác. 2 - butenoico
Ác. crotónico

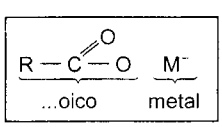
- 

Ácido 2 - butinoico

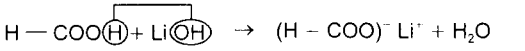
- **$C_{12}H_{31} - COOH$** **Ác. linoleico**
(aceite secante; posee 2 dobles enlaces)

Derivados de ácidos carboxílicos

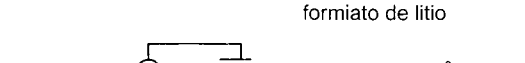
Neutralización: sales orgánicas. Se obtienen mediante la reacción de un ácido carboxílico con un hidróxido metálico, donde los hidrógenos del ácido son reemplazados por el metal.



sal orgánica
oico → ato



metanoato de litio
formiato de litio



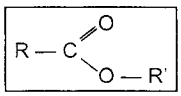
etanoato de calcio
acetato de calcio

etanodiato de sodio
oxalato de sodio

Otros:

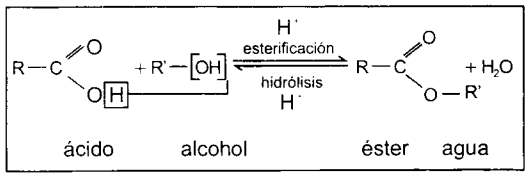
- $(CH_3 - COO)_2^- Mg^{+2}$ { etanoato de magnesio / acetato de magnesio
- $SO_4(CH_3)_2$ { sulfato de metilo / (éster inorgánico)
- $CH_3 - CH_2 - NO_2$ { nitrito de etilo / nitroetano

Esterificación: ésteres



éster

Se obtiene mediante la reacción de 1 ácido carboxílico y un alcohol. También se forma H_2O y es un sistema reversible. Tiene las mismas características que las sales orgánicas.



- Reacción directa: **esterificación**
- Reacción inversa: **hidrólisis**

- $H - COO(H) + CH_3 - CH_2(OH) \rightleftharpoons H - COO - CH_2 - CH_3 + H_2O$
  metanoato de etilo
  formiato de etilo

- $CH_3 - COO(H) + CH_3 - CH(OH) - CH_3 \rightleftharpoons CH_3 - COO - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_3 + H_2O$
  etanoato de isopropilo
  acetato de isopropilo

- $CH_3 - COO(H) + CH_3 - CH_2(OH) \rightleftharpoons CH_3 - COO - CH_2 - CH_3 + H_2O$
  etanoato de etilo
  acetato de etilo

- $COO(H) - COO(H) + \begin{matrix} CH_3(OH) \\ CH_3(OH) \end{matrix} \rightleftharpoons COO\,\mathbf{CH_3} - COO\,\mathbf{CH_3} + 2H_2O$
  oxalato de metilo

Propiedades generales:

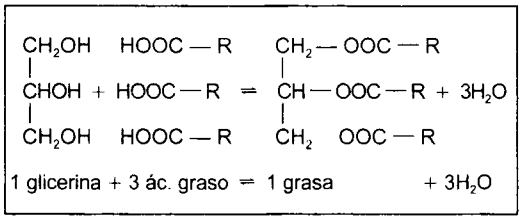
- Son derivadas de los ácidos carboxílicos.
- Los de bajo peso molecular son líquidos volátiles incolores de olor agradable; a ello se debe el aroma de flores, frutas-vinos y se aprovecha para su extracción (fabricación).

Éster	Nombre	Aroma
$H - COOC_2H_5$	Formiato de etilo Metanoato de etilo	Ron
$CH_3COOC_5H_{11}$	Acetato de amilo Etanoato de n-pentilo	Plátano
$CH_3(CH_2)_2COOC_2H_5$	Butirato de etilo Butanoato de etilo	Piña
$OHC_6H_4COOCH_3$	Salicilato de metilo 8 - hidroxibenzoato de metilo	Esencia de fresa

- Insolubles en agua, siendo solubles en solventes orgánicos.

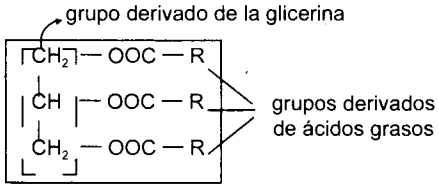
Ésteres grasos o grasas. Denominado también ester de la glicerina o lípidos.

Formados por ácidos grasos superiores (palmítico, esteárico, oléico) y la glicerina.



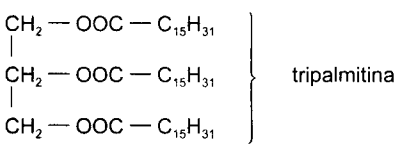
Por lo tanto, las grasas reciben el nombre de palmitina, estearina y oleína.

La grasa posee en su estructura, 1 esqueleto de 3 carbonos que deriva de la glicerina y 3 grupos que derivan de ácidos y grasos.

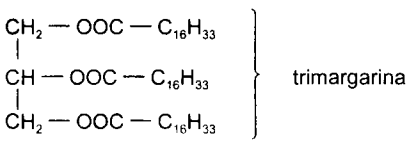


Ejemplo:

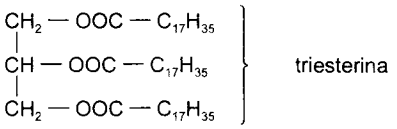
Tripalmitato de glicerilo



Trimargarato de glicerilo

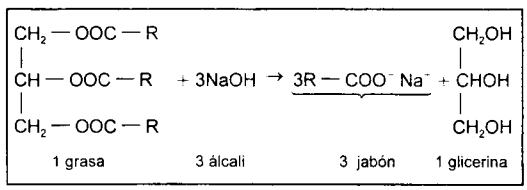


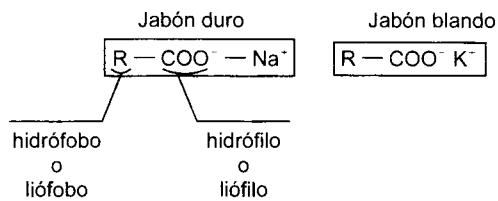
Triestearato de glicerilo



Saponificación: (jabones). Consiste en la reacción de una grasa con un álcali, obteniéndose el jabón y la glicerina. El jabón que son sales orgánicas generalmente son de sodio y de potasio.

En el primer caso se le denomina jabón duro y en el otro jabón blando. La molécula del jabón se dice que es anfipática ya que su poder detergente se debe a que está formado por 1 parte polar y otra parte no polar, lo cual permite formar micelas.



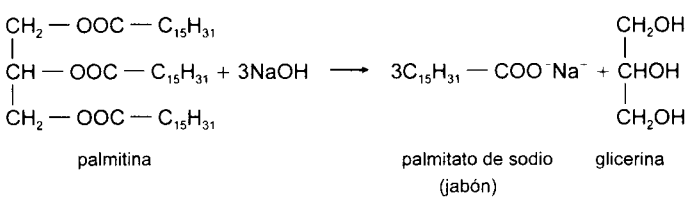


Grupo **hidrófobo o liófobo**. No experimenta atracción por el agua y que es la cadena carbonato de la sal.

hidrófilo o liófilo. Es atraído por la molécula del agua y le permite disolverse en ella, es el grupo carboxilo.

La adicción del jabón al agua permite la formación de burbujas en las que quedan englobadas las grasas, unidas al jabón mediante el grupo liófobo de este. La burbuja por tener menor densidad que el agua flota y forma espuma que arrastra la grasa.

Este acción se llama poder detergente del jabón.



Ejemplo:

¿Qué masa de jabón duro ($\overline{M}$ = 278) se obtiene al saponificar 1 kg de estearina?
($\overline{M}$ = 890)

Resolución:

$$\underbrace{1\ \text{grasa} + 3NaOH}_{\text{estearina}} \longrightarrow \underbrace{3\ \text{jabón} + \text{glicerina}}_{\text{estearato de sodio}} \quad ...(\alpha)$$

$$\underbrace{1\ \text{mol grasa}} \qquad 3\ \text{mol jabón}$$

$$890\ g \longrightarrow 3(278\ g)$$
$$1000\ g \longrightarrow x$$

$$x = \frac{100 \times 3 \times 278}{890} = 937\ g\ \text{(de jabón duro)}$$

Índice de saponificación (IS)

Es la masa de potasa cáustica (KOH) en mg que se requiere para saponificar 1 gramo de de grasa.

De la ecuación (α):

$$\underbrace{1\ \text{mol grasa}} \text{ ..... } 3\ \text{mol KOH}$$
$$\overline{M}\ \text{grasa} \longrightarrow 3 \cdot \underbrace{\overline{M}_{KOH}}_{56}$$
$$1\ g \longrightarrow IS$$

$$IS = \frac{3(56) \times 1000}{\overline{M}_{grasa}}\ mg\ (KOH) \quad ...(\beta)$$

Ejemplo:

Hallar el índice de saponificación para la estaearina ($\overline{M}$ = 890) en (β).

$$IS = \frac{3(56) \times 1000}{890} = 188{,}7\ mg\ de\ (KCH).$$

◀ FUNCIONES NITROGENADAS

$R - NH_2 -$	amina (primaria)
$R - C(=O) - NH_2$	amida
$R - C \equiv N$	nitrilo
$R - C(-H) = NH$	imina (primaria)
$R - CH(NH_2) - COOH$	aminoácido

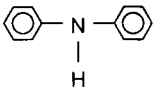
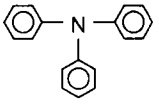
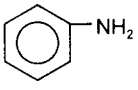
◀ FUNCIÓN AMINA

Son compuestos formados por C, H y el grupo amino (NH_2). Se caracterizan por ser básicos y teóricamente se derivan sustituyendo los H del amoniaco.

Aminas

- primario: $R - NH_2$
- secundario: $R - NH - R'$
- terciario: $R - N(R'') - R'$

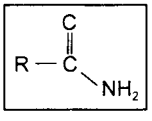
Ejemplos:

- $CH_3 - NH_2$: metilamina
- $CH_3 - CH_3 - NH_2$: etilamina
- $CH_3 - NH - CH = CH_2$: metilvinilamina
- $CH_3 - CH_2 - N(CH_2 - CH_3) - CH_2 - CH_3$ trietilamina
-  difenilamina
-  trifenilanina
- $NH_2 - (CH_2)_5 - NH_2$ pentametilendiamino (cadaverina)
- $NH_2 - (CH_2)_4 - NH_2$ tetrametilendiamino (putrescina)
-  anilina
- Al tener propiedades similares al amoniaco (NH_3) pueden formar sales.

$$\underbrace{CH_3 - NH_2}_{\text{metilamina}} + HCl \longrightarrow \underbrace{CH_3 NH_3^+ Cl^-}_{\text{cloruro de metilamina}}$$

◀ FUNCIÓN AMIDA

Son compuestos nitrogenados que derivan teóricamente del ácido carboxílico donde se ha sustituido un OH (oxidrilo) por un grupo amino (NH_2).

 ...amida

Son sólidos cristalinos blancos y relativamente solubles en agua.

- $H - C(=O) - NH_2$ {metanoamida / formiamida
- $CH_3 - C(=O) - NH_2$ {etanamida / acetamida

- $COOH - COOH \longrightarrow COOH - C(=O)NH_2$
  ác. oxalámico
  semiamida del ácido oxálico

- $C(=O)NH_2 - C(=O)NH_2$ o $CONH_2 - CONH_2$
  oxalamida

- $CH_3 - CH_2 - CONH_2$ { propanoamida / propionamida

- **Amida importante:** $NH_2 - CO - NH_2$
  metanoamida (carbodiamida)
  urea

◀ FUNCIÓN NITRILO (R — CN)

Son compuestos nitrogenados que teóricamente derivan de un carbono primario donde se ha sustituido 3 átomos de H por 1 átomo de N, formando enlace triple.

$-C \equiv N$ ...nitrilo o ciano

Son líquidos incoloros; insolubles en agua, solubles en disolventes orgánicos y de olor etéreo.
Muy tóxicos.

Ejemplos:

$H - C \equiv N$ { metanonitrilo (IUPAC) / forminitrilo (común) / ácido prúsico / ác. cianhídrico

$CH_3 - CH_2 - \underbrace{C \equiv N}$ { propanonitrilo / cianuro de etilo

$N \equiv C - (CH_2)_7 - C \equiv N$ { nonanodinitrilo

Isonitrilo: $N \equiv C$ ...isonitrilo

Son isómeros estructurales de los nitrilos donde el N es pentavalente.

$H - N \equiv C$	metanoisonitrilo
$CH_3 - N \equiv C$	etanoisonitrilo
$CH_3 - CH_2 - N \equiv C$	propanoisonitrilo

◀ FUNCIÓN IMINA

Teóricamente resulta de sustituir 2H por (= NH) en un carbono primario o secundario.

- $H - C(=NH) - H \longrightarrow CH_2(NH)$ metanoimina
- $CH_3CH_2 - CH(NH) \longrightarrow$ propanoimina
- $CH_3 - \overset{3}{C}(=NH) - \overset{1}{CH_3} \longrightarrow CH_3CNH - CH_3$
  2 - propanoimina
  imina secundaria

- Nombrar:

$$\overset{5}{CH_3} - \overset{4}{CH}(C_2H_5) - \overset{3}{C}(NH) - \overset{2}{C}(NH) - \overset{1}{CH}(NH)$$

4 - etil - 1,2,3 - pentano triimina

◀ AMINOÁCIDOS

Son ácidos carboxílicos que contienen a la vez del grupo amino (NH_2) generalmente en la posición α o β.

$R - \overset{\alpha}{CH}(NH_2) - C(=O)OH$ ...amino ...oico

- Se producen por hidrólisis de las proteínas.
- Son sólidos, cristalinos de alto punto de fusión.
- Muchos poseen olor y sabor desagradables.
- Son sustancias anfotéricas se comportan como ácido (cede iones H) y base del grupo amino (NH_2) que recibe un hidrógeno.

$R - CH(NH_2) - C(=O)OH \quad <> \quad R - CH(NH_3^+) - COO^-$

- Son solubles en agua; debido a la polaridad de su moléculas, insolubles en solventes apolares como el éter.

- $\overset{\alpha}{CH_2}(NH_2) - C(=O) - OH$ o $\overset{\alpha}{CH_2}(NH_2) - COOH$
  Ác. α - aminoetanóico
  (glicina)

- $\overset{\beta}{CH_2}(NH_2) - \overset{\alpha}{CH_2} - COOH$ { Ác. aminopropanoico / Ác. 3 - aminopropanoico

La importancia de los aminoácidos es que son constituyentes de las proteínas y de origen natural, son 20 que son más utilizados.

Glicina (Gli-) $CH_2(NH_2) - COOH$ (glicocola)

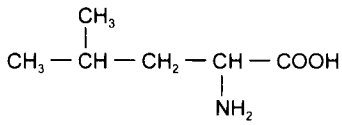
Alanina : (Al-)

$CH_3 - CH(NH_2) - COOH$ Ácido α - aminopropionico
o
Ácido 2 - aminopropionico

Valina: (Val-)

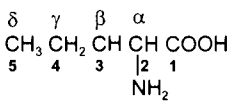
$CH_3 - CH(CH_3) - CH(NH_2) - COOH$

Leucina: (Leu -)



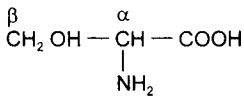
Isoleucina (Ileu -)

Ác. α - amino - β - metilpentanoico



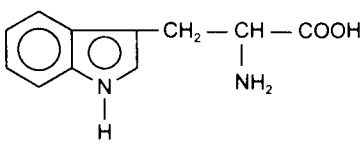
Serina (Ser -)

Ác. α - amino, β - hidroxipropionico

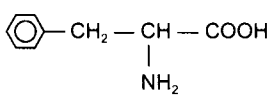


Otros: aminoácidos esenciales en la dieta humana:

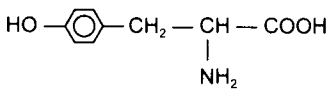
- Lisina
- Treonina
- Triptofano
- Fenilalanina
- Tirosina
- Metionina
- Histidina
- Arginina

- 

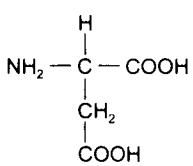
Triptofano
(anillo bencénico unido a un anillo pirólico)
sistema indol

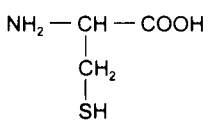
- 

fenilalanina

- 

tirosina

-  ácido aspártico

-  cisteína

PROTEÍNAS

Las proteínas son polímeros de alta masa molecular formados por unos 20 α - aminoácidos naturales unidos por el enlace peptídico, generando polipéptidos y luego las proteínas.

Sustancias muy complejas imprescindibles en la dieta de los animales para cubrir todas sus necesidades en nitrógeno.

Se encuentran en todas las células vivas y son el principal componente de la piel, músculos, tendones, nervios y sangre.

La mayoría de las enzimas, anticuerpos y muchas hormonas son proteínas.

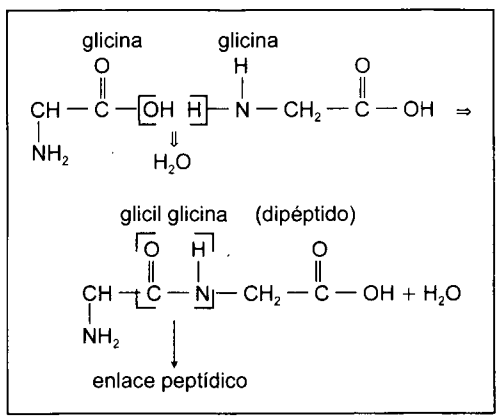
PÉPTIDOS

Son compuestos formados por residuos de aminoácidos unidos por el enlace peptídico.

El más sencillo es el dipéptido.

Formación:

El más sencillo de los productos es del aminoácido (glicina).



Clasificación:

Según su función estructural:

a. **Proteínas globulares.** Son solubles en agua, en soluciones ácidas, básicas o salinas. Son reguladores de los procesos metabólicos vitales.
   - **Insulina:** formado por 51 aminoácidos, es segregada por ciertas células del páncreas. Su actividad permite que la glucosa penetre a las células para ser utilizada.
   - **Hemoglobina:** se encuentra en la sangre.
   - **Albumina:** son coagulables por acción del calor; forma la mayor parte del protoplasma; clara de huevo.
   - **Caseína:** leche.

b. **Proteínas fibrosas.** Son insolubles en agua. Constituyen materiales estructurales de tejidos humanos y animal, son:

- **Queratina:** existe en la epidermis, en la piel, lana, cuernos, pelos y en las uñas.
- **Colágeno:** se encuentra en tendones, cartílagos y huesos.
- **Miosina:** proteína contráctil de los músculos.
- **Fibrina:** coágulo.
- **Fibroina:** base estructural de la seda.

Por su origen

A. **Proteínas simples.** Todas aquellas que dan como único producto de hidrólisis aminoácidos.

B. **Proteínas conjugadas.** Aquellos que por hidrólisis producen dos porciones:

- El grupo prostético (de naturaleza no proteica)
- Péptidos o aminoácidos producto de la escisión del resto proteico.

La clasificación se establece teniendo en cuenta la naturaleza del grupo prostético.

Núcleoproteínas. El grupo prostético es un ácido nucleico o un nucleótido y la proteína es una historia. Ejemplo: los virus.

Glucoproteínas. Actúa como grupo prostético y un polisacárido. Ejemplo: el ovomucoide.

Fosfoproteínas: Son ésteres del ácido fosfórico y una proteína sencilla. Ejemplo: la caseína de la leche.

Cromoproteínas. Están formadas por historias o globulinas con un grupo prostético coloreado. Ejemplo: hemoglobina.

Lipoproteínas. Son compuestos de las proteínas de la grasa. Ejemplo: la lecitovetelína de la yema del huevo.

Propiedades generales

Son sustancias sólidas que pueden cristalizar.

- Las proteínas son polipéptidos. La masa molecular de las proteínas es muy elevada.

  Ejemplo: la hemoglobina de la sangre es de 67 000; para la proteína de la clara de huevo 34 000.
- Dan disoluciones coloidales (efecto Tyndall).
- Las proteínas tienen carácter ácido y básico debido a los aminoácidos que poseen, por lo tanto son anfóteros.
- Cambian sus propiedades por acción del calor no recuperables. Esta alteración se denomina desnaturalización.
- En los seres vivos constituyen el componente fundamental del citoplasma.
- Los vegetales sintetizan aminoácidos para formar sus propias proteínas a partir del nitrógeno en forma amoniacal o de nitratos.
- Las proteínas forman la sustancia de sostén, se necesita para conservar el peso y la vida de los mamíferos; para permitirles crecer y mantenerse en estado de salud.
- El promedio de proteínas ingeridos por el hombre es de unos 100 g diarios.

◀ VITAMINAS

Son sustancias que regulan el normal funcionamiento de numerosos procesos metabólicos en el organismo.

Como el organismo casi no puede sintetizar vitaminas, es indispensable ingerirlas con la alimentación diaria. Su carencia o insuficiencia produce diversas enfermedades.

Ejemplo:

Leche, mantequilla, huevos, carnes, etc.

- Se dio el nombre de VITA (vital) MINA (amina) por ser:
  - vital para el organismo.
  - una amina.
- Se han descubierto vitaminas que no son aminas y ni siquiera contienen nitrógeno.
- La mayoría de las vitaminas poseen en su estructura núcleos heterocíclicos.
- Son fácilmente atacados por la luz, el calor y oxidantes.

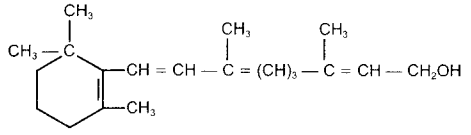
Las vitaminas se clasifican en:

Liposolubles. Son solubles en las grasas y son: A, D, E, K.

Hidrosolubles. Son solubles en el agua y son: B, C. Solo se requiere algunos miligramos de vitamina en la dieta diaria y previenen enfermedades deficitarias.

Vitamina A (antixeroftálmica)

Liposoluble



$C_{20}H_{29}OH$ (alcohol diterpénico)

Se encuentra en aceites de hígado de bacalao, carne, leche, mantequilla, queso, huevos; en los vegetales: espinaca, lechuga, zanahoria, tomate, plátano.

(β - caroteno / xantotila)

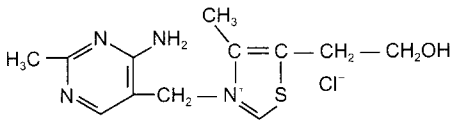
Deficiencia

- Ceguera nocturna, xeroftalmina
- Detención del crecimiento raquitismo.
- Esterilidad - caries dentales.

Vitamina B (hidrosoluble)

Constituyen el complejo vitamínico B, son 12, pero las más importantes son:

Vitamina B_1 o tiamina (antiberibérica)

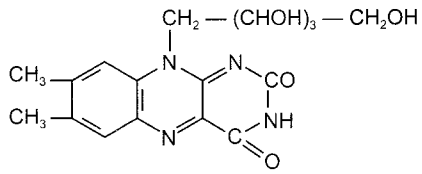


$C_{12}H_{18}N_4SCl$

Se encuentra en granos enteros, cereales, vegetales verdes, levadura, semilla, cutícula del arroz, carnes magras, etc.

Previene el beriberi (enfermedad de origen nervioso) en general desórdenes del sistema nervioso como la neuritis.

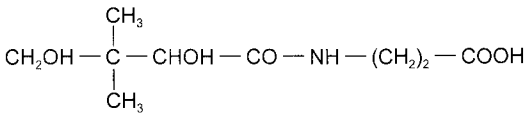
Vitamina B_2 (riboflavina: $CH_{17}H_{20}N_4O_6$)



Se encuentra en la leche, hígado, levadura, carne, pescado, vegetales, frescos.

Previene la caída del cabello y la pelagra (afecciones cutáneas) y trastornos oculares (inflamación y cataratas).

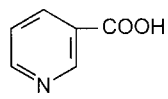
Vitamina B_3 (ácido pantoténico $C_9H_{15}O_5N$)



Se encuentra en el hígado, otras visceras (riñones, corazón, etc.) leche, carne de ternera.

Previene de la dermatitis, la piel callosa y escamosa.

Vitamina B_5 (niacina o ácido nicotínico)

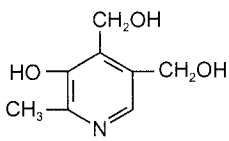


$C_6H_5O_2N$

Se encuentra en carnes, pescado, leche, levadura, maní, pescado.

Previene de las indigestiones, pelagra, eritema.

Vitamina B_6 (Piridoxina)



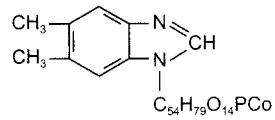
$C_8H_{11}O_3N$

Se encuentra en los granos, maíz, trigo, en la col, en el hígado.

Previene la aparición del acné y cierto tipo de dermatitis.

Vitamina B_{12} (cianocobalamina)

cobaltamina



$C_{54}H_{79}O_{14}PCo$

$C_{63}H_{88}O_{14}N_{14}PCo$

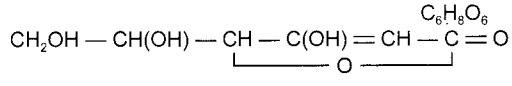
Se encuentra en el hígado de color rojo, primer compuesto orgánico natural conocido que contiene cobalto.

Uso: para estimular el crecimiento, además de combatir la anemia perniciosa.

Vitamina C (antiescorbútica)

(ácido ascórbico)

Hidrosoluble:



$C_6H_8O_6$

Se encuentra en jugos de frutas cítricas, en los cereales, la leche, los tomates, etc.

Previene el escorbuto (características de las ulceraciones en los dientes), la anemia y pérdida de peso.

Vitamina D (antirraquítica)

Liposoluble

D_2: $C_{28}H_{44}O$	(calciferol)
D_3: $C_{27}H_{44}O$	(ergosterol)
D_4: $C_{28}H_{46}O$	(colesterol)
D_5: $C_{29}H_{48}O$	

Se encuentra en el hígado de bacalao, la leche, los huevos, mariscos, mantequilla.

Previenen el raquitismo, regula el metabolismo del calcio y el fósforo (descalcificación de huesos, dientes), etc.

Vitamina E (antiestéril)

Liposoluble

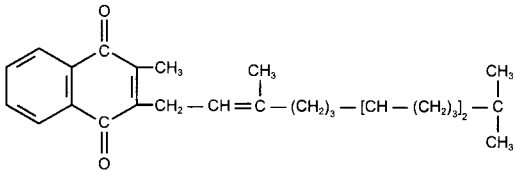
$C_{29}H_{50}O_2$ tocoferol — Estructura = vitamina K

Se encuentra en numerosos alimentos como en el aceite de pepita de algodón y de palma, granos de trigo y de maíz, lechuga, alfalfa, yema de huevos, etc.

Función: en el organismo interviene como antioxidante en las células y su carencia ocasiona la esterilidad.

Vitamina K (antihemorrágica K_1, K_2, K_3, K_4)

Liposoluble



2 - metil - 3 - fiftil - 1,4 naftoquinona

$C_{29}H_{40}O_2$

Se encuentra en los vegetales como la col, espinacas; alfalfa, en los cereales; en el aceite de soya y en algunos pescados.

Previene la no coagulación de la sangre, es antihemorrágica.

ALCALOIDES

Son sustancias cíclicas nitrogenadas de estructura compleja, con origen en las plantas en forma de sales.

Poseen carácter básico; de ahí viene el nombre de alcaloides de álcalis.

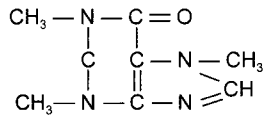
Se presente en los vegetales como el café, cacao, opio, coca, etc.

Terminación ... ina

Ejemplo:

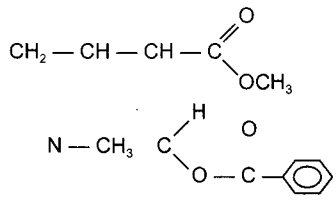
Alcaloide	Origen
Cafeína	café
Cocaína	coca
Quinína	quina

Cafeína ($C_8H_{10}N_4O_2 \cdot H_2O$)



- Subproducto de la fabricación del café. Es una masa blanca, fibrosa.
- Se encuentra también en las hojas del té (4%).
- Sus sales constituyen un estimulante cardiaco de uso frecuente.

Cocaína ($C_{17}H_{21}NO_4$)

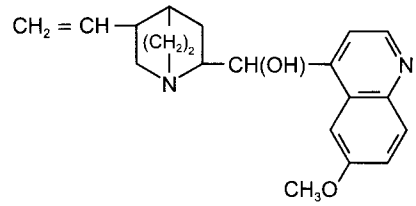


$CH_2 - CH - CH_2$

Se extrae de la hoja de la coca (2%). Es un polvo blanco, insoluble en agua, pero soluble en solventes orgánicos.

Su uso, se da como anestésico local; como, puede formar hábito, se sintetiza ahora la novocaína (procaína), tiene el mismo fundamento que la cocaína, de darle propiedades anestésicas. Su ventaja es de ser menos tóxica, no crea hábito y es más estable.

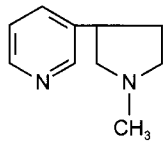
Quinina ($C_{20}H_{24}N_2O_2$)



Se extrae de la corteza de los árboles de la quina. Es antipirética y antimalárica. Es un polvo blanco, inodoro, de gusto amargo.

Poco soluble en agua, se disuelve bien en el alcohol, éter y cloroformo, etc.

Nicotina ($C_{10}H_{14}N_2$)



- Se encuentra en las hojas de tabaco, se le extrae con $[Ca(OH)^2]$ y posteriormente con éter.
- Es un líquido oleoso, incoloro, soluble en agua, alcohol y éter.
- Es muy venenoso, se le empieza como insecticida y fungicida.

Morfina ($C_{17}H_{19}NO_3$)

- Se extrae del opio.
- Es un cuerpo sólido cristalino, poco solubles en agua; más soluble en solventes orgánicos.
- Se usa como sedante, producir el sueño, aliviar el dolor.
- Como droga forma adictos, su uso inmoderado como calmante y soporífero produce efectos desastrosos.

Del opio se han extraído más de 20 alcaloides, los cuales se aplican en la medicina; además de la morfina, la codeína y la papaverina.

GLÚCIDOS: CARBOHIDRATOS

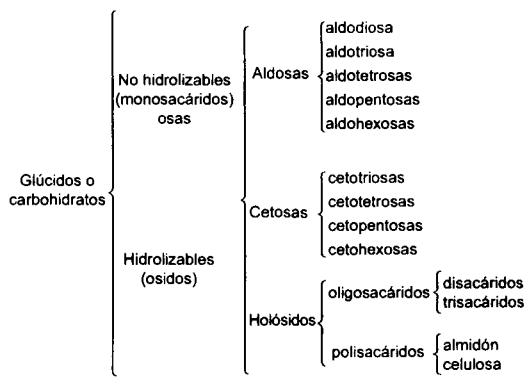
Son constituyentes importantes de las plantas y junto con las proteínas y las grasas son los componentes fundamentales de la dieta humana.

Se les considera: $C_x(H_2O)_n$ $x = n$ o $x \neq n$

De ahí el nombre carbo hidrato (C, H_2O)

- Se caracterizan por poseer varios grupos hidróxilo (OH) en la molécula y un grupo aldehído o cetona.
- Son compuestos con función mixta.
  aldehídos - alcoholes (aldosas)
  cetonas - alcoholes (cetosas)
  (polialcoholes)

Clasificación



Glúcidos: se le denomina así por el sabor dulce de algunos de ellos.

No hidrolizables. No se hidrolizan en el agua, para formar otros más sencillos.

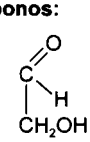
Monosacáridos. Son hidratos de carbono más simples, su molécula no se desdobla en otras menores, pueden ser:

- Aldosas: posee el grupo aldehído
- Cetosas: posee el grupo cetona

terminación ...osa

Son: Triosas: 3 C Pentosas: 5 C
Tetrosas: 4 CHexosas: 6 C

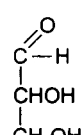
Con dos carbonos:



$C_2(H_2O)_2$

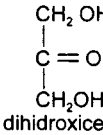
aldehído glicólico

Triosas



$C_3(H_2O)_3$

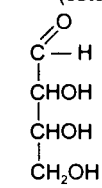
aldehído glicérico



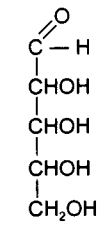
$C_3(H_2O)_3$

dihidroxicetona

(ceto - triosa)



aldotetrosa
$[C_4(H_2O)_4]$



aldopentosa (arabinosa)
$[C_5(H_2O)_5]$

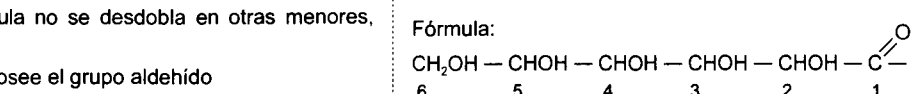
- Los monosacáridos son sustancias polihidroxiladas.
- En la naturaleza se encuentra solamente pentosas y hexosas.
- Son sustancias muy solubles en agua; en alcohol y en éter son insolubles. En disolución acuosa tiene en general sabor dulce.
- Por acción del calor se carbonizan.
- Sus propiedades químicas son las propias de los alcoholes y aldehídos o cetonas.

Los monosacáridos más importantes son los isómeros:
Glucosa
Fructuosa (levulosa)

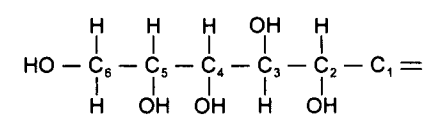
Glucosa ($C_6H_{12}O_6 \Rightarrow C_6(H_2O)_6$

Es el azúcar de la uva y de la miel. Es una aldohexosa (hexanopentol - al).

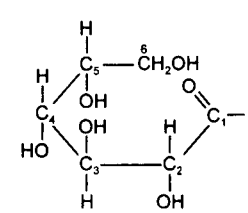
Fórmula:



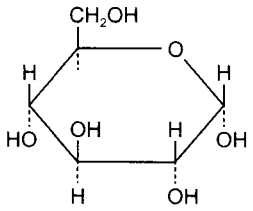
Otras estructuras:



Se le asigna fórmula cíclica: + estable. El grupo carbonilo se abre y se forma una unión semiacetálica con el (– OH) del C_5.



forma abierta



Cíclica: glucopiranasa (por tener el ciclo del pirano)

- Una de las formas en la naturaleza se encuentra en las plantas.

Por la fotosíntesis que es un reacción endotérmica (absorben calor: el CO_2 y el H_2O absorbido por las plantas y el catalizador clorofila, convierten en azúcar, que sirven de almacén de energía que es liberada después por digestión.

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow[\text{luz solar}]{\text{clorofila}} \underset{\text{glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + 6CO_2$$

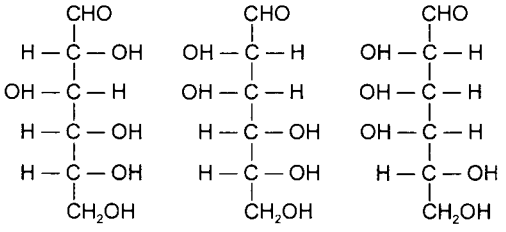
Propiedades: glucosa o dextrosa

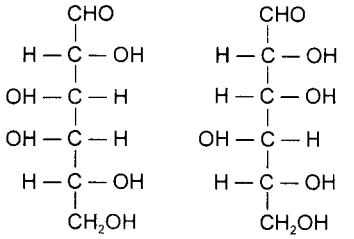
- Se presenta como cristales blancos, muy solubles en el agua.
- Se carboniza en H_2SO_4 caliente:
  $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 6C + 6H_2C$
- La glucosa aparece en la sangre en cantidades pequeñas.
- Y en el líquido céfalo raquídeo (0,1%), el aumento al 10% ocasiona la diabetes que se localiza en la orina.
- Por el sabor dulce se usa en la fabricación de caramelos, jarabes, conservas.
- Se emplea para obtener alcohol etílico.
- Su presencia se reconoce por el reactivo de Fehling (es reductora) por el grupo funcional (−CHO).
- Se obtiene por hidrólisis del almidón y celulosa.

$$\underset{\text{almidón}}{(C_6H_{10}O_5)_n} + nH_2O \overset{\text{hidrólisis}}{\rightleftharpoons} \underset{\text{glucosa}}{nC_6H_{12}O_6}$$

Isómeros de la glucosa

Posición del (OH)

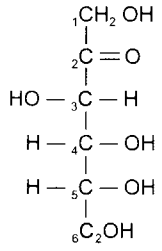




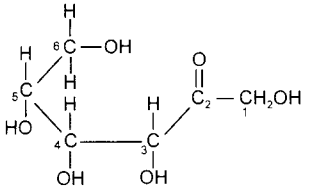
Nota

La glucosa presenta carbono asimétrico, tiene actividad óptica sobre el plano de luz polarizado. Es dextrógira: desvía 52,3° a la derecha.
La cantidad de movimiento e impulso tienen igual dimensión.

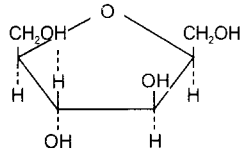
Fructuosa ($C_6H_{12}O_6$)
Levulosa: es el hexanopentol - ona:



También posee fórmula cíclica:



(abierta)



(cíclica)

- La fructuosa se encuentra en dulces y en la miel.
- Se obtiene por hidrólisis de la insulina (isómero de almidón).
- Es sólido de color blanco, muy dulce, soluble en agua, pero difícil de cristalizar.
- Posee fuerte actividad óptica: levógira (desvía el plano de luz 92° a la izquierda).

Hidrolizables

Son aquellos carbohidratos que por hidrólisis se pueden formar 2 o más moléculas de monosacáridos.

Se denominan, también, osidos.

Se clasifican en:

Holósidos. Que por hidrólisis originan exclusivamente monosacáridos.

Entre los holósidos se encuentran:

- **Oligosacáridos.** Por hidrólisis dan monosacáridos.

  Ejemplo:

  Dicasáridos (2 monosacáridos)
  Trisacáridos (3 monosacáridos)
  ⋮ ⋮

- **Polisacáridos.** Que resulta de la condensación de n moléculas de monosacáridos con pérdida de agua (n > 10).

  Ejemplo:

  $(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \longrightarrow nC_6H_{12}O_6$
  polisacárido monosacárido

Disacáridos ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

Son azúcares más complejos formados por unión de dos moléculas de monosacáridos; eliminando una molécula de agua entre ambas:

Hidrólisis. Produce 2 moléculas de monosacáridos.

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \longrightarrow 2C_6H_{12}O_6$$

Los disacáridos más importantes son 3: unidos por el enlace glucosídico.

Sacarosa = glucosa + fructuosa

Maltosa = glucosa + glucosa

Lactosa = glucosa + galactosa

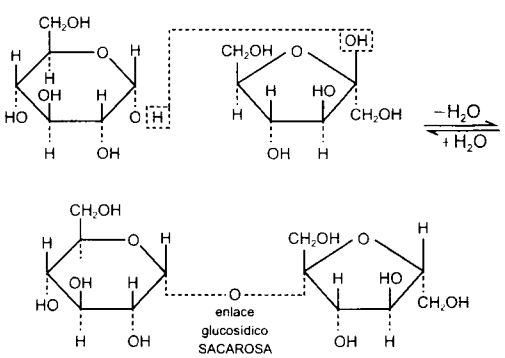
Los 3 están formados por hexosas.

Sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

Por hidrólisis:

$$\underset{\text{sacarosa}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \xrightarrow{\text{invertasa}} \underset{\text{glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{fructosa}}{C_6H_{12}O_6}$$

Formación de la sacarosa:



Propiedades

- Es el disacárido más importante, se encuentra en los jugos de la remolacha o de la caña de azúcar.
- En su molécula el resto de la glucosa y fructuosa se hallan unido por 1 átomo de oxígeno formando el enlace glucosídico.
- En un sólido blanco, cristalino, soluble en el agua y en alcohol.
- Cuando se calienta a 200 °C, se transforma en caramelo (color moreno).
- En H_2SO_4 se carnoniza en frío.
- La disolución es levógira: glucosa (+53°) y fructuosa (−92,0°) se invierte.
- La inversión es catalizada por el enzima de invertasa a sacarosa.
- No tiene poder reductor; por lo tanto no reduce el licor de Fehling.
- En ácido diluido (HCl o H_2SO_4) se descompone en glucosa y fructuosa.
- El azúcar se usa como alimento diario.
- En la fabricación de dulces, confiles, caramelos, bebidas alcohólicas, jarabes, etc.

Maltosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) (azúcar de malta)

Es dextrógira y se hidroliza formando 2 moléculas de glucosa.

Reduce al licor de Fehling (es reductor)

$$\underset{\text{maltosa}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \xrightarrow{\text{maltosa}} \underset{\text{glucosa}}{2C_6H_{12}O_6}$$

- Es un sólido cristalizado soluble en H_2O.
- Se emplea en las leches maltosas.
- Fabricación de la cerveza como materia prima por obtenerse de la cebada.

Lactosa (azúcar de leche) ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

Por hidrólisis se desdobla:

$$\underset{\text{maltosa}}{C_{22}H_{22}O_{11}} + H_2O \xrightarrow{\text{lactosa}} \underset{\text{glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{galactosa}}{C_6H_{12}O_6}$$

- Se encuentra en la leche, en una proporción del 3%.
- Cuando se descompone por la fermentación forman ácido acético y ácido láctico (avinagrado de la leche).
- Es un sólido cristalino de color blanco y sabor dulce.
- Es dextrógira y reduce el licor de Fehling.

Polisacáridos

Son polímeros naturales que se encuentran unidos por muchas unidades de monosacáridos (glucosa, monómero) y alcanzan altas masas moleculares.

Fórmula global: $\boxed{(C_6H_{10}O_5)_n}$

n: elevado

Los más importantes son: celulosa; almidón y glucógeno, cuya hidrólisis dan moléculas de agua:

$$(C_6H_{10}O_5)n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$$

polisacárido — glucosa

Difieren de los azúcares sencillos en sus propiedades. No tiene sabor dulce y no son solubles al agua, es decir, dan soluciones colidales.

Celulosa $(C_6H_{10}O_5)_n$

n: mínimo = 200 o $300 < n < 500$

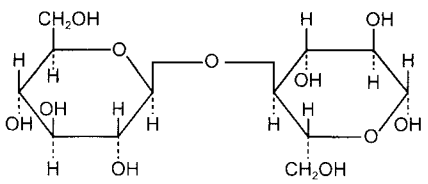
Por hidrólisis: $(C_6H_{12}O_6)_n \rightarrow nC_6H_{12}O_6$

Como mínimo, la celulosa se halla formada por 200 moléculas de glucosa.

La celulosa es el polisacárido que constituye dos membranas celulares de los vegetales, como la madera, el algodón, de la médula del sauce.

El algodón presenta 100% de celulosa, materia prima para su empleo en la industria textil, la celulosa de la madera sirve para la obtención del papel.

- Tiene estructura fibrosa, cristalina.



CELULOSA

- Es un sólido de color blanco insoluble en el agua. Se hincha cuando se sumerge en ella (absorción).
- La hidrólisis de la celulosa es mucho más difícil que la del almidón.

  El hombre y otros mamíferos no pueden hidrolizarla en la digestión para transformarla en glucosa, por carecer de las enzimas necesarias para catalizar la hidrólisis.
- La hidrólisis completa solo se logra tratándola con ácidos concentrados (sulfúrico o clorhídrico).

Derivados de la celulosa

1. Sometido a la acción de ácido sulfúrico concentrado, se obtiene papel pergamino.
2. Tratando el algodón con una mezcla de ácido nítrico y ácido sulfúrico pueden llegar a dar nitrato de celulosa o algodón pólvora.

$$[C_6H_7O_2(OH)_3]_n + 3nHNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} [C_6H_7O_2(NO_3)_3]_n + 3nH_2O$$

algodón — trinitrocelulosa

- Material inflamable y se usa como explosivo
- Si el grado de nitración es menor que en el caso anterior, el producto se llama piroxillina.
- Si el algodón pólvora es soluble en la mezcla de alcohol - éter dan soluciones de colodión.
- El colodión alcanfor recibe el nombre de celuloide (inflamable).
- El algodón tratado con una mezcla de anhídrido acético, ácido acético y ácido sulfúrico forma el acetato de celulosa; usado en la fabricación de telas, envases, ... etc.
- La celulosa tratada con soda caústica y sulfuro de carbono, forma de viscosa (rayón), utilizada en la fabricación de telas.
- En forma de láminas o de hojas constituye un celofán.
- No es reductora.

Almidón $(C_6H_{10}O_5)_n$

El almidón es un polímero de la glucosa.

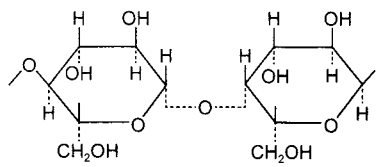
Hidrólisis: $(C_6H_{10}O_5)n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$

almidón — glucosa

Constituye la reserva más importante en las plantas, encontrándose tanto en las raíces como en los tubérculos, frutos y semillas, como en la papa, el camote, el maíz, el trigo y el gran número de gramíneas leguminosas como producto de la fotosíntesis.

Trigo 55%, maíz (65%), arroz (75%), papas (15%)

Estructura:



ALMIDÓN

Hay dos tipos de polímeros de almidón: (cuando se trata en agua caliente).

- **Amilosa:** 20% almidón soluble en agua.
- **Amilopectina:** 80% almidón es insoluble al agua.

$$\text{almidón} \xrightarrow{\text{amilasa}} \text{maltasa}$$

La enzima amilasa, que es segregado por el páncreas y también se halla en la saliva, degrada al almidón a maltosa.

El almidón no reduce el licor de Fehling y por ello se admite que los grupos aldehídos de la glucosa no se hallan libres.

Su aplicación

1. Como alimento entra en el pan, fideos, harinas, etc.
2. En las pastas adhesivas: colas, gomas, etc.
3. En la industria textil para el encolado y almidonado de la ropa.
4. En la preparación de bebidas fermentadas: chicha, masato, etc.

Glucógeno $(C_6H_{10}O_5)_n$. Constituye la sustancia de reserva almacenada en el hígado de los mamíferos. Procede de la condensación de las moléculas de glucosa procedentes de la digestión de los hidratos de carbono. El exceso de azúcar se almacena en forma de glucógeno también llamado almidón animal.

Cuando disminuye la aportación de azúcar el organismo experimenta la hidrólisis y se transforma en glucosa que se degrada hasta anhídrido carbónico.

$$\underbrace{(C_6H_{10}O_5)_n}_{\text{glucógeno}} \rightarrow \underbrace{nC_6H_{12}O_6}_{\text{glucosa}}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Identificar como verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. La fórmula condensada $CH_3C(CH_3)_3$ contiene 4 carbonos primarios.

II. El carbono terciario es aquel que está enlazado a 3 hidrógenos.

III. Se clasifica a los hidrógenos de una cadena carbonada en primarios, secundarios y terciarios porque ellos tienen diferente reactividad.

Resolución:

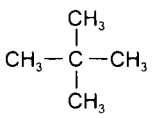
De acuerdo con las proposiciones:

I. Verdadero

De acuerdo a su reactividad, los carbonos sp^3 se pueden categorizar según:

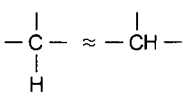
Tipos	Notación	n.° H
Primario (1°)	$-CH_3$	3
Secundario (2°)	$-CH_2-$	2
Terciario (3°)	$-\overset{|}{C}H-$	1
Cuaternario (4°)	$-\overset{|}{\underset{|}{C}}-$	0

El hidrocarburo $CH_3C(CH_3)_3$ posee 4 carbonos terciarios: CH_3-



II. Falso

Observando el cuadro anterior, se tiene que el carbono terciario (3°) solo posee un H.

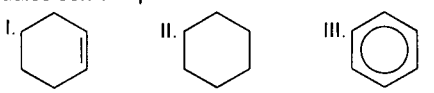


III. Verdadero

Reactividad de los carbonos y sus hidrógenos.

$$C(3°) > C(2°) > C(1°)$$

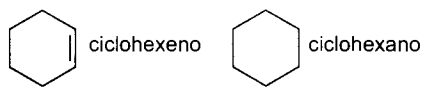
2. ¿Cuáles son compuestos alifáticos?



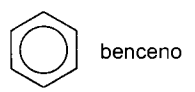
Resolución:

Clasificación de los hidrocarburos:

- Alifáticos: llamados así por su aspecto graso, agrupa a los hidrocarburos lineales, ramificados y cíclicos (alicíclicos) ya sean saturados o insaturados:

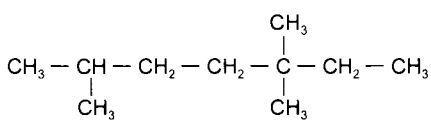


- Aromáticos: llamados también fragantes, agrupa a los compuestos de la serie del benceno (C_6H_6) y sus derivados.



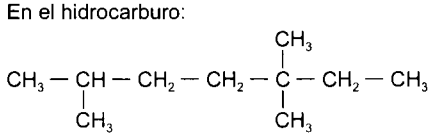
$\therefore$ Son alifáticos: I y II

3. En la siguiente estructura, indicar la cantidad de carbonos primarios y secundarios respectivamente.



Resolución:

En el hidrocarburo:



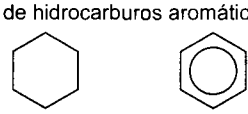
Se observa: C(1°): CH_3- : 5

C(2°): CH_2- : 3

4. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

$$CH_3CH_3,\ CH_2=CH-CH_3$$

II. Se trata de hidrocarburos aromáticos:



III. Los hidrocarburos alifáticos son sustancias de cadenas abiertas, lineales o ramificadas y también cíclicas como por ejemplo:

$$CH_3 - CH = CH - CH_3$$

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Verdadero
Los hidrocarburos: $CH_3 - CH_3$: etano
$CH_3 = CH - CH_3$: propeno
son alifáticos.

II. Falso
Los hidrocarburos:

ciclohexano (alifático)

benceno (aromático)

III. Verdadero
El siguiente hidrocarburo insaturado de cadena abierta es:

$CH_3 - CH = CH - CH_3$

2 - buteno (alifático)

5. En relación con los hidrocarburos, indicar verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

I. Son compuestos orgánicos binarios.
II. Son fuentes de energía.
III. Los alquenos y alquinos son hidrocarburos acíclicos insaturados.

Resolución:

Hidrocarburos:

I. Verdadero
Son compuestos orgánicos binarios del carbono e hidrógeno (C_xH_y) cuya principal fuente de obtención es el petróleo y el gas natural.

II. Verdadero
La mayoría de ellos se emplean como combustibles por su alto poder calórico:
C_3H_8: propano (gas doméstico)

III. Verdadero
Sobre la base del tipo de hibridización del carbono se pueden clasificar:

- Saturados: alcanos (C: sp^3)
- Insaturados: alquenos (C: sp^2)
  alquinos (C: sp)

6. Correlacionar las columnas adecuadamente:

I. C_nH_{2n}	a. Alcanos
II. C_nH_{2n+2}	b. Alquenos
III. C_nH_{2n-2}	c. Alquinos
	d. Cicloalcanos

Resolución:

Fórmulas generales de hidrocarburos:

I. $C_n + H_{2n}$: cicloalcanos-alquenos.

$$\underbrace{\begin{matrix} CH_2 \\ / \quad \backslash \\ H_2C - CH_2 \end{matrix} \; ; \; CH_2 = CH - CH_3}_{C_3H_6}$$

II. C_nH_{2n+2}: alcanos

$$CH_3 - CH_2 - CH_3 \approx C_3H_8$$

III. C_nH_{2n-2}: alquinos-cicloalquenos.

$$\underbrace{CH \equiv C - CH_3 \; ; \; \begin{matrix} CH_2 \\ / \quad \backslash \\ HC = CH \end{matrix}}_{C_3H_4}$$

∴ La relación correcta es:
I. b, d II. a III. c

7. Indicar con verdadero (V) o falso (F)

I. Una clasificación de los hidrocarburos sería como alifáticos y aromáticos.
II. Otra clasificación sería como acíclicos y cíclicos.
III. Los alcanos se consideran hidrocarburos insaturados.

Resolución:

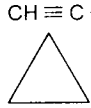
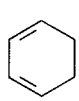
Respecto a los hidrocarburos:

I. Verdadero
Se pueden clasificar como:
- Alifáticos (grasos).
- Aromáticos (fragantes)

II. Verdadero
Otra forma de clasificación es:
- Acíclicos: cadena carbonada abierta.
- Cíclicos: cadena carbonada cerrada.

III. Falso
Los hidrocarburos alcanos se consideran saturados ya que cada carbono (sp^3) forma 4 enlaces simples.

8. Señalar la relación incorrecta:

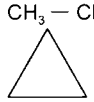
I. $CH_3 - CH_2 - CH_3$: alcano
II. $CH_2 = CH - CH_3$: alqueno
III. $CH \equiv C - CH_3$: alquino
IV.  : cicloalcano
V.  : aromático

Resolución:

Los hidrocarburos saturados e insaturados se reconocen por el tipo de unión carbono, carbono:

Alcanos	Solo enlaces simples

$CH_3 - CH_2 - CH_3$: propano



ciclopropano

Alquenos	Al menos un enlace doble.

$CH_2 = CH - CH_3$: propeno.

: ciclo 1,3-hexadieno.

Alquinos	Al menos un enlace triple.

$CH \equiv C - CH_3$: propino.

∴ Es incorrecto V

9. Indicar el grupo alquilo que está escrito en forma errada:

I. Isopropil : $CH_3 - \underset{|}{CH} - CH_3$

II. Propil : $CH_3 - CH_2 - CH_2 -$

III. Sec-butil : $CH_3 - \underset{|}{CH} - CH_2 - CH_3$

IV. Ter-butil : $(CH_3)_3\, C -$

V. n-pentil : $(CH_3)_3\, CH_2 -$

Resolución:

Los radicales alquilo se producen cuando un hidrocarburo alifático pierde un átomo de H, quedando dicho compuesto con una valencia libre (R):

I. $CH_3 - CH_2 - \underset{|}{CH_3} \xrightarrow{H} CH_3 - \underset{|}{CH} - CH_3$

2 - propil
sec - propil (isopropil)

II. $CH_3 - CH_2 - CH_2 -$: propil.

III. $CH_3 - \underset{|}{CH} - CH_2 - CH_3$

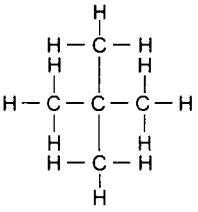
2 - Butil
sec - butil

IV. $CH_3 - \underset{|}{\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}} -$: ter - butilo
$\quad\quad\quad

Resolución:

Para las estructuras siguientes:

I. $CH_3-CH(CH_3)-CH_3$ metilpropano (fórmula semidesarrollada)

II.  neopentano (fórmula desarrollada)

III. $CH_3(CH_2)_4\,CH_2Ci$ cloruro de n-hexilo (fórmula condensada)

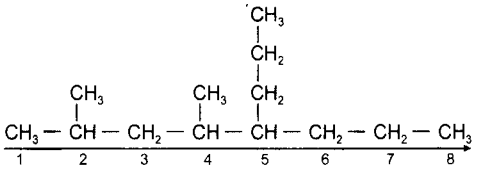
IV. $CH_3(CH_2)_4CH_3$ n-hexano (fórmula condensada)

∴ Es incorrecto: solo IV.

15. Dar el nombre oficial del siguiente alcano:
$(CH_3)_2CHCH_2CH(CH_3)CH(CH_2CH_2CH_3)_2$

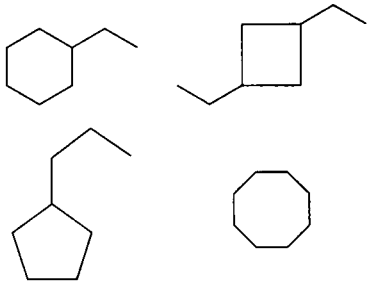
Resolución:

La fórmula semidesarrollada del hidrocarburo dado es:



Radicales: 2,4 - dimetil ∧ 5 - propil
Cadena principal: octano
∴ Nombre: 2,4 - dimetil - 5 - propiloctano

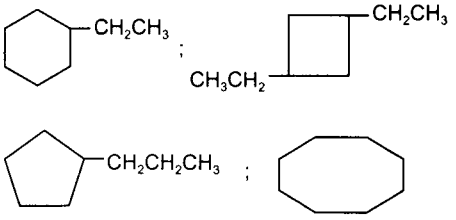
16. ¿Qué proposiciones corresponden a los cicloalcanos mostrados?



I. Todos son isómeros.
II. El nombre de uno de ellos es:
1,3 - dietilciclobutano.
III. La fórmula global de todos ellos es C_8H_{16}.
IV. El anillo de cuatro carbonos es más estable que el de cinco y este es más estable que el de seis carbonos, y este último más que el ciclooctano.

Resolución:

Respecto a los siguientes cicloalcanos:



I. Correcto
Todos son saturados, en total poseen 8 carbonos, son isómeros.

II. Correcto
El ciclo de 4 carbonos con 2 radicales se llama 1,3 - dietilciclobutano.

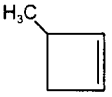
III. Correcto
Ya que todos son isómeros, poseen igual fórmula global: C_8H_{16}.

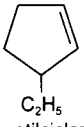
IV. Incorrecto
Dentro de los cicloalcanos son más estables los de 5 C, 6 C.

∴ Son correctos: I, II, III

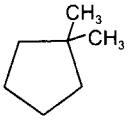
17. Señalar el hidrocarburo alicíclico cuyo nombre es incorrecto.

I. ciclopropeno

II.  1 - metilciclobuteno

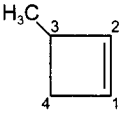
III.  3 - etilciclopenteno

IV. ciclobutadieno

V.  1,1 - dimetilciclopentano

Resolución:

De la lista de hidrocarburos alicíclicos del problema posee nombre incorrecto:



Su nombre correcto es: 3 - metilciclobuteno.

18. Indicar la proposición incorrecta respecto al benceno.

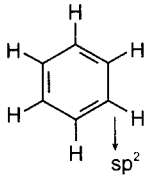
I. Su fórmula es C_6H_6.
II. Presenta resonancia.

III. Existen 3 enlaces π y 12 enlaces tipo sigma.
IV. El tipo de hibridación en el átomo de carbono es sp^2.
V. El enlace C – C es de mayor longitud que el enlace C = C.

Resolución:

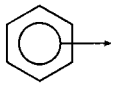
Respecto al benceno.

I. Correcto.
Químicamente corresponde al ciclo:
1,3,5 - hexatrieno.



: C_6H_6

II. Correcto
Debido a la deslocalización de sus electrones π presenta resonancia y se representa según:



deslocalizados

III. Correcto
En la estructura inicial se cuentan 3 enlaces π y 12 enlaces σ

IV. Correcto
Cada uno de los 6 átomos de carbono está hibridizado sp^2.

V. Incorrecto
La resonancia explica la equivalencia en longitud de los 6 enlaces C – C.

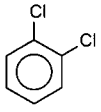
$\therefore$ Es incorrecto: V.

19. Identificar un probable compuesto aromático:

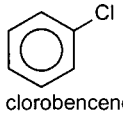
I. C_6H_{12} II. C_6H_{10}
III. $C_6H_{12}Cl_{12}$ IV. $C_6H_4Cl_2$
V. C_6H_8Cl

Resolución:

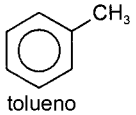
Los hidrocarburos aromáticos son derivados del benceno C_6H_6 que resultan de sustituir uno o más H del benceno por un radical.
El n.° H asociados al benceno en el derivado es < 6.
$\therefore$ Es aromático: $C_6H_4Cl_2$



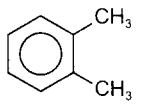
20. Indicar cuál de los siguientes compuestos aromáticos está incorrectamente nombrado:

I. 

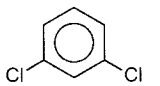
clorobenceno

II. 

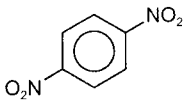
tolueno

III. 

o - xileno

IV. 

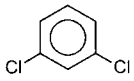
m - clorobenceno

III. 

p - dinitrobenceno

Resolución:

En la lista siguiente de hidrocarburos aromáticos derivados del benceno, posee nombre incorrecto:



isómero meta (m)

Su nombre correcto es: m-dicloro benceno.

21. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Dos compuestos aromáticos son muy estables, debido a los electrones que posee el anillo bencénico.

II. Las reacciones que sufren los compuestos aromáticas de sp.

III. El compuesto

se denomina

p - bromometilbenceno, según la nomenclatura IUPAC.

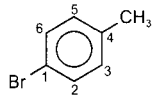
Resolución:

Respecto a los hidrocarburos aromáticos

I. Verdadero
A pesar de su alto grado de insaturación, los hidrocarburos aromáticos son bastante estables esto es debido al fenómeno de resonancia.

II. Verdadero
Poseen un comportamiento químico muy conúm a los alcanos, siendo un tipo de reacción característico el de sustitución.

IV. Falso
El compuesto:

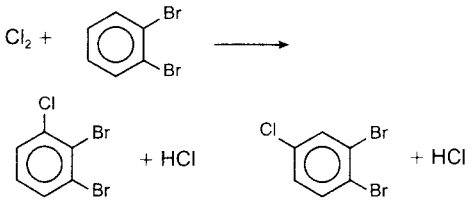


Posee nombre (IUPAC)
1 - bromo - 4 - metilbenceno

22. Los isómeros orto-, meta-, y para- se pueden identificar determinando el número de compuestos que pueden formarse de cada uno de ellos, cuando se introduce un tercer grupo en el anillo bencénico. ¿Cuántos productos isoméricos en total se producen cuando se introduce un tercer grupo, cloro, en el o - dibromobenceno?

Resolución:

Al agregar un radical cloro al o - dibromo benceno se tienen los Isómeros:



$\therefore$ 2 isoméros trisustituidos.

23. La reacción característica de los hidrocarburos aromáticos es:

I. La sustitución sin uso de catalizadores.
II. La adición para obtener compuestos saturados.
III. La eliminación con la cual se obtienen compuestos de menor masa molecular.
IV. La sustitución de hidrógeno usando catalizadores.
V. La hidrogenación.

Resolución:

Los hidrocarburos aromáticos, pese a su alto grado de insaturación, presentan como reacción característica la sustitución de sus hidrógenos empleando catalizadores como:

- H_2SO_4
- $AlCl_3$
- Fe
- SO_3

En procesos como:

- Nitración
- Bromación
- Alquilación
- Sulfonación

Por lo tanto, es correcto IV

24. Indicar verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

I. La gasolina que se vende en los giros rotulada como de 84 octanos; nos indica que está compuesta por 84 partes de octano y el resto, heptano.
II. La gasolina es una fracción del petróleo que consta de hidrocarburos cuyo número de carbonos está comprendido entre uno y cinco.
III. El petróleo es una mezcla de hidrocarburos gaseosos, líquidos y sólidos.

Resolución:

Petróleo:

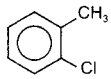
I. Falso
El octanaje de la gasolina mide su poder antidetonante respecto a una mezcla patrón de isooctano y n - heptano; la gasolina de 84 octanos no posee 84 partes de octano, pero sí la eficiencia de una mezcla de 84 partes de isooctano y 16 partes de n - heptano.

II. Falso
La gasolina es un corte o fracción media del petróleo ya que está conformado por hidrocarburos que van de $C_8 - C_{10}$

III. Verdadero
El petróleo es una mezcla completa de hidrocarburos sólidos, líquidos y gases además de otros componentes en menor cantidad.

25. Indicar si las proposiciones siguientes son verdaderas (V) o falsas (F), según corresponda:

I. Se trata del ciclopropeno:

II. El nombre del compuesto 
p - clorotolueno

III. Se trata del 3-metil-2-penteno:

$$CH_3 - CH_2 - \underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{C}} = CH - CH_3$$

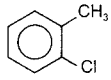
Resolución:

Respecto a los enunciados:

I. Verdadero
El compuesto siguiente es el:

ciclopropeno

II. Falso
El compuesto siguiente

 es el
1 - cloro - 2 - metilbenceno
(o - clorometilbenceno)

III. Verdadero
El compuesto siguiente:

$$CH_3 - CH_2 - \underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{C}} = CH - CH_3$$

5 4 3 2 1

Es el: 3 - metil - 2 - penteno.

26. Responda verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones:

I. La refinación del petróleo representa un tipico proceso de separación físico-química.
II. El número de octano está definido como el porcentaje en volumen de 2,2,4 - trimetiloctano que posee la gasolina.
III. El gas natural contiene un alto porcentaje de hidrocarburos livianos los que, debido a su baja masa molar y apolaridad, se encuentran en estado gaseoso.

Resolución:

I. Verdadero
La refinación del crudo del petróleo corresponde a un proceso físico-químico donde se eliminan las impurezas como agua, sales, compuestos sulfurosos antes de separar sus fracciones útiles.

II. Falso
El índice de octano de la gasolina se mide sobre la base de una mezcla patrón de isooctano y n - heptano.

III. Verdadero
El gas natural está formado por hidrocarburos desde C. A C_4.

27. Respecto al petróleo, señalar las proposiciones incorrectas.

I. Es una mezcla homogénea compleja.

II. Uno de sus principales derivados es el ácido sulfúrico.

III. El cracking catalítico se utiliza para agrandar el tamaño de las moléculas que forman la mezcla.

Resolución:

Respecto al petróleo:

I. Incorrecto
El crudo es una mezcla compleja que no solo posee hidrocarburos, también posee H_2O, codo sólidos en suspensión lo que lo hace heterogéneo.

II. Incorrecto
Los componentes del petróleo se obtienen mediante la destilación fraccionada, siendo los comunes:

- Gas licuado (GLP)
- Gasolina
- Ligroina
- Kerosene
- Diesel, etc.

III. Incorrecto
Las fracciones pesadas se someten al cracking térmico o catalítico donde ocurre la ruptura de moléculas pesadas formándose moléculas ligeras.

Por lo tanto, son incorrectos: I, II, III.

28. ¿Qué entiende por cracking catalítico?

I. Un tratamiento de las fracciones pesadas del petróleo a temperaturas moderadas y en presencia de catalizadores de aluminio que permiten rupturas de los alcanos de cadena larga para generar otros alcanos dentro de los componentes de la gasolina.

II. Un tratamiento de las fracciones livianas de la gasolina a temperaturas moderadas y en presencia de catalizadores de aluminio para generar fracciones más pesadas.

III. Un tratamiento de las fracciones pesadas de la gasolina a temperaturas moderadas y en presencia de catalizadores de aluminio para generar hidrocarburos aromáticos que elevan el octanaje de la gasolina.

IV. Es el tratamiento de la gasolina para la adición del plomo tetraetílico y así elevar el octanaje de la gasolina.

V. Es el tratamiento de las gasolinas con catalizadores de platino, para aumentar su octanaje.

Resolución:

Cracking catalítico: consiste en la ruptura de cadenas carbonadas largas (del gasoil generalmente) formándose cadenas ligeras dentro del rango de la gasolina empleando menor temperatura ($T < 400$ °C) que en el cracking térmico esto es gracias al empleo de catalizadores como:

- Al_2O_3, SiO_2
- Silicatos de aluminio
- Zeolitas.

Por lo tanto, es correcto: I

29. Indicar qué proposiciones son incorrectas:

I. El petróleo es una mezcla líquida, viscosa y compleja de hidrocarburos alifáticos y aromáticos, es decir, saturados e insaturados.

II. El petróleo o aceite crudo contiene, además, compuestos oxigenados, nitrogenados y sulfurados, y es un combustible de gran poder calorífico.

III. Los componentes del petróleo se pueden separar a partir de una destilación primaria (denominada destilación a presión atmosférica), luego una destilación al vacío donde se realiza el craqueo catalítico y craqueo térmico.

Resolución:

De acuerdo a los enunciados.

I. Correcto
El petróleo cálido es una mezcla de aspecto oleaginoso y viscoso que contiene hidrocarburos en todas las variedades desde los alifáticos hasta los aromáticos.

II. Correcto
El uso como combustible del petróleo se debe a los hidrocarburos constituyentes, pero además posee compuestos oxigenados, nitrogenados y sulfurados.

III. Incorrecto
La destilación al vacío se lleva a cabo con la finalidad de separar las fracciones de hidrocarburos pesados sin emplear altas temperaturas, evitando de este modo el cracking térmico.

Por lo tanto, es incorrecto: solo III.

30. Indicar cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta:

I. Los hidrocarburos insaturados presentan enlaces dobles o triples.

II. La alta reactividad de los hidrocarburos insaturados se debe a los enlaces pi (π).

III. Los alquenos presentan doble enlace.

IV. Los alquinos son más reactivos que los alquenos.

V. La fórmula general de los hidrocarburos insaturados es: C_nH_{2n}.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Correcto
A los alquenos y alquinos se les denomina insaturados debido a que poseen carbonos que no completan los 4 enlaces.

II. Correcto
Los hidrocarburos insaturados son más reactivos que los alcanos debido a la presencia de enlaces π menos estables.

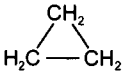
III. Correcto
En los alquenos se presenta al menos un doble enlace.

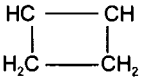
IV. Correcto
En cuanto a reactividad, se tiene:
alquinos > alquenos > alcanos

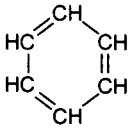
V. Incorrecto
Los alquinos y alquenos (insaturados) en conjunto no poseen una fórmula general definida.

$\therefore$ Es incorrecto: V.

31. Señalar cuáles de los siguientes hidrocarburos están mal nombrados:

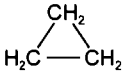
I.  ciclopropano

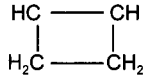
II.  ciclopentano

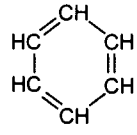
III.  ciclohexano

Resolución:

Nombres de hidrocarburos cíclicos:

I.  ciclopropano

II.  ciclobutano

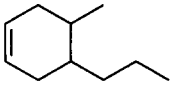
III.  ciclo - 1,3,5 - hexatrieno

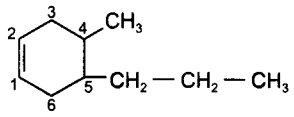
$\therefore$ Son incorrectos: II y III.

32. ¿Cuál es el nombre IUPAC del compuesto siguiente?

Resolución:

Se tiene el hidrocarburo cíclico insaturado:



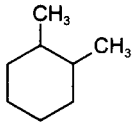


Radicales: 4 - metil $\wedge$ 5 - propil
Cadena principal: ciclohexeno.
$\therefore$ Nombre: 4 - metil - 5-propilciclohexeno.

33. Respecto a los cicloalcanos, señalar las proposiciones correctas:

I. Los cicloalcanos son hidrocarburos cíclicos con enlaces simples únicamente.

II. Son hidrocarburos saturados.

III. El cicloalcano 
es el 1,2 - dimetilciclohexano.

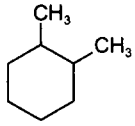
Resolución:

De acuerdo a las proposiciones:

I. Correcto
Los cicloalcanos al igual que los alcanos lineales son saturados ya que poseen en su estructura solo enlaces simples.

II. Correcto
Todo alcano acíclico y alicíclico es saturado.

III. Correcto
El cicloalcano siguiente:



es el 1,2 - dimetil ciclohexano.
$\therefore$ Son correctos: I, II y III.

34. Respecto a las propiedades del átomo de carbono, indicar la correlación correcta:

I. Capacidad del carbono de unirse con otros átomos de carbono para formar cadenas carbonadas muy estables.

II. En los compuestos $H-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$ y $H-C\equiv H-C$ la hibridación del carbono es ... respectivamente.

III. Capacidad que tiene el átomo de carbono de formar 4 enlaces covalentes con átomos iguales o diferentes.

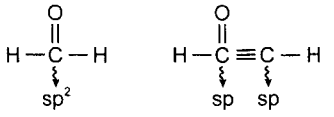
a. Tetravalencia.
b. Autosaturación.
c. sp^2 y sp

Resolución:

Propiedades del carbono:

I. Autosaturación: capacidad del carbono para formar las cadenas carbonadas por unión con otros carbonos.

II. Hibridización: del carbono en las estructuras:



III. Tetravalencia: el carbono en compuestos orgánicos puede formar hasta 4 enlaces covalentes (valencia: 4)

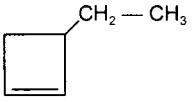
∴ La relación correcta es: I–b; II–c; III–a

35. Indicar con verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Los primeros 4 alcanos (metano, etano, propano, butano) a temperatura ambiental se encuentran en estado gaseoso.

II. Los alquenos son más reactivos que los alcanos.

III. El nombre correcto del compuesto.



es 3 - etil - ciclobuteno

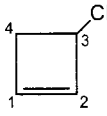
Resolución:

De acuerdo a las proposiciones:

I. Verdadero
En la serie de los alcanos son gases los 4 primeros compuestos.

II. Verdadero
La presencia del enlace pi (π) en los alquenos hace que estos sean más reactivos que los alcanos.

III Verdadero
El nombre correcto del compuesto es:



3 - etil - ciclobuteno.

36. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. $CH_3 = C = CH_2$ propadieno
II. $CH_3 - CH = CH - CH_3$ 2 - buteno
III. $CH \equiv C - CH_2 - CH_3$ butino

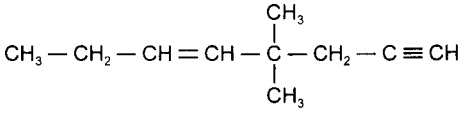
Resolución:

Hidrocarburos no saturados:

I. $CH_2 = C = CH_2$ propadieno
II. $CH_3 - CH = CH - CH_3$ 2 - buteno
III. $CH \equiv C - CH_2 - CH_3$ butino

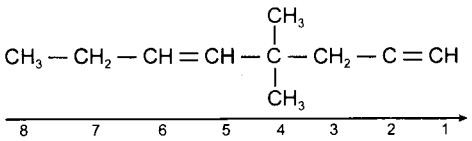
∴ Son correctos los 3 nombres.

37. Indique el nombre IUPAC que corresponde al siguiente hidrocarburo:



Resolución:

Para el hidrocarburo no saturado siguiente:



Radicales: 4,4 - dimetil
Cadena principal: 5 - octen - 1 - ino
∴ Nombre: 4,4 - dimetil - 5 - octen - 1 - ino

38. Respecto a los alcanos, señalar las proposiciones verdaderas (V) o falsas (F).

I. A temperatura ambiente son poco reactivos.

II. Son insolubles en agua.

III. Una reacción típica de ellos es la combustión.

Resolución:

Hidrocarburos alcanos:

I. Verdadero
A condiciones ambientales presentan baja reactividad, por eso se les denomina parafinas.

II. Verdadero
Sus moléculas son apolares, por esta razón no son insolubles en agua, pero sí en benceno y CCl_4 (solventes apolares).

III. Verdadero
La mayoría de ellos son usados como combustible por su alto poder calórico.

39. Respecto a las propiedades de hidrocarburos no saturados, responder verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Un alquino posee, al menos, un carbono con hibridación sp.

II. Debido a su mayor polaridad, un alquino tiene un punto de ebullición mayor que el alcano con el mismo número de carbonos.

III. Un alqueno posee al menos un carbono con hibridación sp^2.

Resolución:

Hidrocarburos no saturados.

I. Falso
En los alquinos se presenta por lo menos un enlace triple entre dos átomos de C:

∴ $-\overset{sp}{C} \equiv \overset{sp}{C}-$ 2 C (sp)

II. Verdadero
En cuanto a la polaridad molecular:
alquino > alqueno > alcano, esto se refleja en los puntos de ebullición.
$CH_3 - CH_3$: Teb: −88,6 °C
$CH_2 = CH_2$: Teb: −53,1 °C
$CH \equiv CH$: Teb: −23,2 °C

III. Falso
En los alquenos se presenta, al menos, un enlace doble entre 2 carbonos.

$\therefore$ $-\overset{|}{\underset{\downarrow}{C}}=\overset{|}{\underset{\downarrow}{C}}-$ $\quad sp^2 \quad sp^2 \quad 2\ C\ (sp^2)$

40. Responder verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. La fórmula general C_xH_y donde x es un entero e y es igual a 2x, corresponde a los alcanos.

II. Si el compuesto C_3H_x es un alcano la combustión completa de 1 mol utiliza 5 moles de oxígeno.

III. En una serie homóloga generalmente el punto de ebullición aumenta con la masa molecular.

Resolución:

Respecto a los enunciados:

I. Falso
En los alcanos la fórmula: C_xH_y es correcta si se cumple que: $y = 2x + 2$

II. Verdadero
Para que el compuesto: C_3H_x sea un alcano; x debe ser: $x = 2(3) + 2 = 8$, y por combustión:

$$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$
(1 mol) – (5 mol)

III. Verdadero
Los alcanos forman una serie homóloga ya que difieren entre sí en un ($— CH_2 —$):

CH_4: $\quad H - CH_2 - H$

CH_3CH_3: $\quad H - CH_2 - CH_2 - H$

$CH_3CH_2CH_3$: $\quad H - CH_2 - CH_2 - CH_2 - H$

Por esta razón sus propiedades, como el punto de ebullición, varían de forma directa con el peso molecular ($\overline{M}$).

41. En relación con las características del átomo de carbono, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Forma cuatro enlaces covalentes.

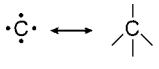
II. Presenta hibridación al unirse con otros átomos de carbono.

III. La autosaturación le permite formar millones de compuestos.

Resolución:

Con relación al átomo de carbono:

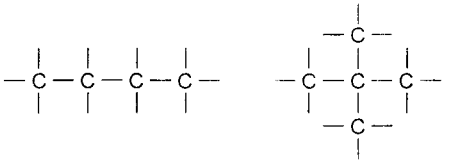
I. Verdadero
Mediante la "covalencia" el carbono puede unirse a otros átomos por compartición de electrones, formando hasta 4 enlaces simples:



II. Verdadero
Presenta los siguientes tipos de hibridización:

sp	sp^2	sp^3
$— C \equiv$	$>C=$	

III. Verdadero
Puede formar millones de compuestos, esto es debido a que puede unirse a otros carbonos formando cadenas carbonadas múltiples; a esto se denomina "autosaturación".



$\therefore$ VVV

42. Responda verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Un hidrocarburo saturado de cadena abierta presenta una relación de átomo H/C mayor que un hidrocarburo de cadena cerrada con el mismo número de átomos de carbono.

II. Un hidrocarburo saturado lineal presenta una estructura espacial plana.

III. Un hidrocarburo saturado cíclico presenta una estructura espacial plana.

Resolución:

De acuerdo a los enunciados:

I. Verdadero
Fórmulas de hidrocarburo saturado (Alcano) de cadena abierta y cíclica:

Abierto	cíclica
C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}

$(n \geq 3)$

Se observa que el primero posee más hidrógeno que el segundo

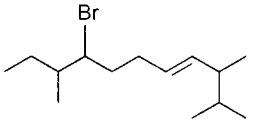
II. Falso
En todo hidrocarburo saturado (alcano) el carbono posee hibridización sp^3 por lo que su estructura no es plana sino tetraédrica:

$C(sp^3)$:

III. Falso
Los ciclos saturados (alcanos) no son planos debido al carbono sp^3

$\therefore$ VFF

43. Con relación al compuesto siguiente:



Indique verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones:

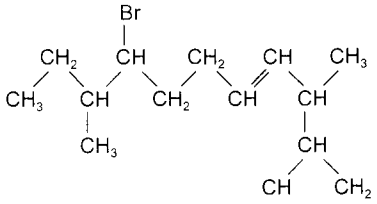
I. Es un compuesto orgánico.

II. La fórmula global que le corresponde es $C_{14}H_{26}Br$.

III. Es una cadena carbonada acíclica, ramificada.

Resolución:

Se tiene la formula semidesarrollada de cierto compuesto:



I. Verdadero
Es un derivado halogenado de un hidrocarburo, es un compuesto orgánico.

II. Falso
Su fórmula global o total es: $C_{14}H_{27}Br$

III. Verdadero
Se trata de un hidrocarburo ramificado de cadena abierta (acíclico)

∴ VFV

44. Determine la correspondencia fórmula-nombre de los siguientes isómeros.

I. n-pentano: a. $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH_3$

II. Neopentano: b. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

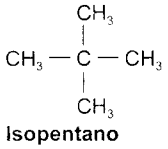
III. Isopentano: c. $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{}{\underset{|}{CH}}}-CH_2-CH_3$

Resolución:

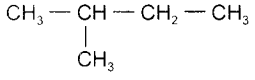
El pentano: C_5H_{12} posee 3 isómeros que son:

I. **n – Pentano**
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

II. **Neopentano:**



III. **Isopentano**



Por lo tanto, la relación correcta es: I-b; II-a; III-c

45. Señale, en cada caso, el tipo de isomería que representa:

I. $CH_3CH_2CH_2OH$ y $CH_3-O-CH_2-CH_3$

II. $CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH_3$ y $CH_3-CH_2-CH_2-OH$

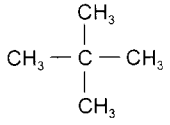
III. $CH_3-\underset{\displaystyle OH}{\overset{}{\underset{|}{CH}}}-CH_3$ y $CH_3-CH_2-CH_2-OH$

Resolución:

Las parejas siguientes de compuestos presentan los tipos de isometría

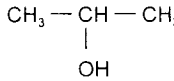
I. **De función:**
$CH_3CH_2CH_2OH$: Alcohol
$CH_3OCH_2CH_3$: Éter

II. **De cadena:**


: Neopentano

$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$: n - Pentano

III. **De posición:**


: 2 - Propanol

$CH_3CH_2CH_2OH$: 1 - Propanol

46. Señale la(s) relación(es) incorrectas(s).

I. Alcanos	Alifáticos
II. Fenoles	Aromáticos
III. Alquenos	Alifáticos
IV. Cicloalcanos	Aromáticos

Resolución:

Respecto a los tipos de hidrocarburos tenemos:

- **Alifáticos (grasos):**
  - Alcanos
  - Ciclos alcanos
  - Alquenos.
- **Aromáticos** (fragantes)
  - Fenoles

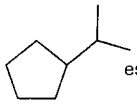
∴ Es incorrecto: Solo IV

47. Respecto a los hidrocarburos alicíclicos, responda verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Un hidrocarburo saturado cíclico, a diferencia de un hidrocarburo saturado de cadena abierta, posee al menos un carbono con hibridación sp^2 (de ahí su fórmula global C_nH_{2n})

II. Un hidrocarburo cíclico en el que un hidrógeno (enlazado a un carbono del ciclo) se ha constituido por un alquilo posee al menos un isómero de cadena.

III. El nombre del siguiente compuesto:


es isopropiliciclopentano

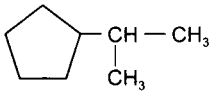
Resolución:

Hidrocarburos alicíclicos (Alifáticos cíclicos):

I. **Falso**
Todo hidrocarburo saturado (Alcano) ya sea cíclico o no presenta todos sus carbonos sp^3.

II. **Falso**
Los derivados monosustituidos de los ciclos alcanos no poseen isómeros, ya que todos sus carbonos son equivalentes.

III. **Verdadero**
El compuesto siguiente:



Posee por nombre: isopropil ciclo pentano.

48. Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

I. $CH_2 = CH_2$: Eteno
II. $CH_3 - CH = CH - CH_2CH_3$: 3 - penteno
III. $CH_3 - CH_2 - C \equiv CH$: 3 - butino

Resolución:
Nombres de hidrocarburos insaturados:

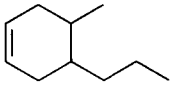
I. $CH_2 = CH_2$: Eteno o "Etileno"

II. $CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_3$
1 2 3 4 5
2 - Penteno

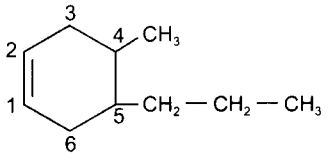
III. $CH_3 - CH_2 - C \equiv CH$
4 3 2 1
1 – Butino

∴ VFF

49. ¿Cuál es el nombre IUPAC del compuesto siguiente?

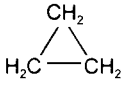


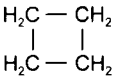
Resolución:
Se tiene el hidrocarburo cíclico insaturado:

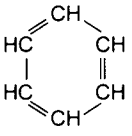


Radicales: 4 - metil
5 - propil
Cadena principal: ciclo hexeno
∴ Nombre: 4 - metil - 5 -propil ciclohexeno

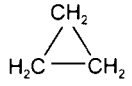
50. Señale cuáles de los siguientes hidrocarburos están mal nombrados:

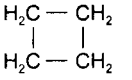
I.  Ciclopropano

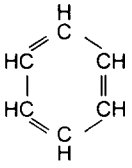
II.  Ciclopentano

III.  Ciclohexano

Resolución:
Nombres de hidrocarburos cíclicos:

I.  Ciclopropano

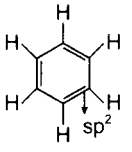
II.  Ciclobutano

III.  Ciclo 1,3,5-hexatrieno

∴ Son incorrectos: II y III.

51. Indicar la proposición incorrecta respecto al benceno.
I. Su fórmula es C_6H_6
II. Presenta resonancia.
III. Existen 3 enlaces π y 12 enlaces tipo sigma.
IV. El tipo de hibridación en el átomo de carbono es sp^2.
V. El enlace C — C es de mayor longitud que el enlace C = C.

Resolución:
Respecto al benceno:
I. Correcto
Químicamente corresponde al ciclo 1, 3, 5, - Hexatrieno

 : C_6H_6

II. Correcto
Debido a la deslocalización de sus electrones π, presenta resonancia y se representa según:

e^-_π deslocalizados

III. Correcto
En la estructura inicial se cuenta 3 enlaces π y 12 enlaces σ.

IV. Correcto
Cada uno de los 6 átomos de carbono están hibridizados sp^2.

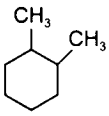
V. Incorrecto
La resonancia explica la equivalencia en longitud de los 6 enlaces C — C.

∴ Es incorrecto V

52. Respecto a los cicloalcanos, señale las proposiciones correctas:

I. Los cicloalcanos son hidrocarburos cíclicos con enlaces simples únicamente.

II. Son hidrocarburos saturados

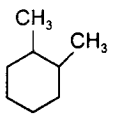
III. El cicloalcano  1,2 - dimetilciclohexano

Resolución:

De acuerdo a las proposiciones:

I. Correcto
Los cicloalcanos al igual que los alcanos lineales son saturados ya que poseen en su estructura solo enlaces simples.

II. Correcto
Todo alcano acíclico y alicíclico es saturado.

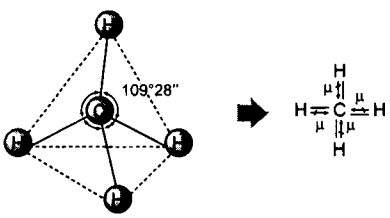
III. Correcto
El ciclo alcano siguiente: 
Es el 1,2 dimetil ciclohexano

∴ Son correctos: I, II y III.

53. En el metano CH_4, se cumple la tetravalencia y saturación del átomo de carbono. ¿Qué momento dipolar tiene el metano en Debye?

Resolución:

El metano (CH_4) es un gas apolar, insoluble en H_2O de geometría tetraédrica, en donde sus longitudes y ángulos de enlaces son equivalentes. El carbono cumple su tetravalencia debido a que forma cuatro enlaces y es saturado por tener solo enlaces simples.



Dónde:

$\vec{\mu}_R$ momento dipolar resultante del gráfico

$\vec{\mu}_R = 0$

su módulo μ_R, se expresa en Debye.

∴ μ_R = 0,00 Debye

54. Indique verdadero (V) o falso (F) en relación con los compuestos siguientes:

Compuesto A	Compuesto B
$CH_2 = CH - CH_3$	$CH \equiv C - C \equiv C - CH_3$

I. Ambos compuestos son hidrocarburos no saturados.

II. El nombre de A es propeno y el de B es 1,3 - pentino.

III. La fórmula global de A y B son respectivamente C_3H_6 y C_5H_4

Resolución:

Respecto a los compuestos:

A. $CH_2 = CH - CH_3$

B. $CH \equiv C - C \equiv C - CH_3$

I. **Verdadero**
Corresponden a un alqueno y alquino respectivamente, son hidrocarburos insaturados.

II. **Falso**
Nombres: A: Propeno ; B: 1,3 – Pentadiino

III. **Verdadero**
Fórmulas globales. A: C_3H_6 ; B: C_5H_4

55. Señale lo correcto:

I. El carbono del doble enlace de un alqueno, está hibridizado en sp^2

II. La fórmula general de un dieno es C_nH_{2n-2}

III. Los alquinos y dienos son isómeros.

Resolución:

De acuerdo a los enunciados:

I. Correcto
En todo alqueno los átomos que forman el enlace doble se hibridizan:

$$-\overset{|}{\underset{\downarrow}{C}}=\overset{|}{\underset{\downarrow}{C}}-$$
$$sp^2 \quad sp^2$$

II. Correcto
Un dieno posee 2 átomos de H menos que un alqueno de un solo enlace doble, por lo que su fórmula es: C_nH_{2n-2}

III. Correcto
Los alquinos de un solo enlace triple son isómeros de los dienos:

$$\left.\begin{array}{l} CH \equiv C - CH_2 - CH_3 \\ CH_2 = CH - CH = CH_2 \end{array}\right\} C_4H_6$$

∴ Son correctos: I, II y III

56. Respecto a las propiedades del átomo de carbono, indique la correlación correcta:

I. Capacidad del carbono de unirse con otros átomos de carbono para formar cadenas carbonadas muy estables.

II. En los compuestos:

$$H - \overset{O}{\overset{\|}{C}} - H \text{ y } H - C \equiv C - H$$

la hibridación del carbono es .... respectivamente.

III. Capacidad que tiene el átomo de carbono de formar 4 enlaces covalentes con átomos iguales o diferentes.

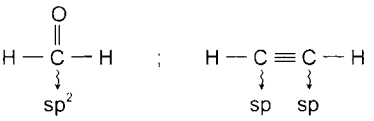
a. Tetravalencia.
b. Autosaturación.
c. sp^2 y sp

Resolución:

Propiedades del carbono:

I. **Autosaturación:**
Capacidad del carbono para formar las cadenas carbonadas por unión con otros carbonos.

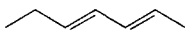
II. **Hibridización:**
Del carbono en las estructuras:



III. **Tetravalencia:**
El carbono en compuestos orgánicos puede formar hasta 4 enlaces covalentes (valencia: 4)

∴ La relación correcta es: I–b; II –c; III – a.

57. Indique verdadero (V) o falso (F) para la siguiente molécula:



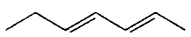
I. Su fórmula semidesarrollada es:
$CH_3CH_2CH = CHCH - CH - CH_3$

II. Tiene 18 enlaces sigma y 2 enlaces pi.

III. Su nombre IUPAC es 2,4 - hepteno.

Resolución:

En relación con la siguiente estructura topológica



I. **Verdadero**
Su fórmula semidesarrollada es:

$CH_3 - CH_2 - CH = CH - CH = CH - CH_3$

7 6 5 4 3 2 1

II. **Verdadero**
Se observan los enlaces:
- 16 simples (incluyendo los H): 16 σ
- 2 dobles (2σ y 2π), en total: 18 σ y 2 π.

III. **Falso**
Su nombre IUPAC es: 2,4 - heptadieno

58. Indique cuál de las siguientes proposiciones es incorrecta:

I. Los hidrocarburos insaturados presentan enlaces dobles o triples.
II. La alta reactividad de los hidrocarburos insaturados se debe a los enlaces pi (π).
III. Los alquenos presentan doble enlace.
IV. Los alquinos son más reactivos que los alquenos.
V. La fórmula general de los hidrocarburos insaturados es: C_nH_{2n}

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Correcto
A los alquenos y alquinos se les denomina insaturados debido a que poseen carbonos que no completan los 4 enlaces.

II. Correcto
Los hidrocarburos insaturados son más reactivos que los alcanos debido a la presencia de enlaces π menos estables.

III. Correcto
En los alquenos se presenta al menos un doble enlace.

IV. Correcto
En cuanto a reactividad, se tiene:
Alquinos > alquenos > alcanos.

V. Incorrecto
Los alquinos y alquenos (insaturados) en conjunto no poseen una fórmula general definida.

∴ Es incorrecto: V

59. Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

I. $CH_2 = C = CH_2$	Propadieno
II. $CH_3 - CH = CH - CH_3$	2 - Buteno
III. $CH \equiv C - CH_2 - CH_3$	Butino

Resolución:

Hidrocarburos no saturados:

I. $CH_2 = C = CH_2$
Propadieno

II. $CH_3 - CH = CH - CH_3$
2 – Buteno

III. $CH \equiv C = CH_2 - CH_3$
Butino

∴ Son correctos los 3 nombres

60. ¿Cuál de los siguientes alcoholes es primario?

I. $CH_3 - CH_2 - OH$
II. $CH_3 - CHOH - CH_3$
III. $CH_3 - C(CH_3)_2OH$

Resolución:

Según la posición del — OH en la cadena carbonatada se tiene:

I. $R - CH_2 - OH$: $CH_3 - CH_2 - OH$
Alcohol 1° Etanol

II. $R - \underset{\underset{OH}{|}}{CH} - R$: $CH_3 - CHOH - CH_3$
alcohol 2° 2 propanol o sec - propanol

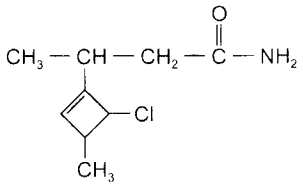
III. $R - \underset{\underset{OH}{|}}{\overset{\overset{R}{|}}{C}} - R$; $CH_3 - \underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}} - OH$
alcohol 3° 2 - metil - 2 - butanol
o ter butanol

Por lo tanto, es primario: solo I

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

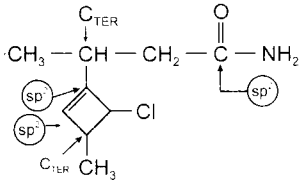
¿Cuántos carbonos terciarios y cuántos carbonos con hibridación sp^2 se presentan respectivamente en el compuesto mostrado?



A) 2 y 3 B) 2 y 2 C) 1 y 3 D) 1 y 2 E) 3 y 3

Resolución:

Carbonos terciarios son aquellos carbonos saturados unidos a 3 carbonos. Por lo tanto, en la estructura:



Clave: A

PROBLEMA 2 (UNI 2012 - I)

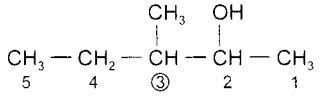
Identifique el nombre correctamente escrito, según las normas de la nomenclatura IUPAC.

A) 2,6,6 - trimetilheptano
B) 3 - metil - 3 - buteno
C) 3 - etil - 6,6 - dimetilheptano
D) 3 - pentino
E) 3 - metil - 2 - pentanol

Resolución:

El nombre IUPAC escrito correctamente es:

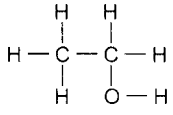
- 3 - metil - 2 - pentanol



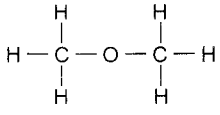
Clave: E

PROBLEMA 3 (UNI 2012 - II)

Indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F) sobre las siguientes especies químicas:



(X)



(Y)

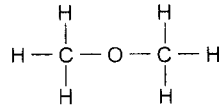
I. La sustancia Y se llama éter dimetílico.
II. La sustancia X es constituyente del pisco.
III. Las especies químicas mostradas son isómeros de posición.

A) VVF B) VFV C) FVV
D) FVF E) FFV

Resolución:

De acuerdo a las sustancias:

I. **(V)**



Compuesto (Y)
Éter dimetílico

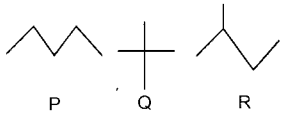
II. **(V)** La sustancia (X) es alcohol etílico, principal componente de las bebidas alcohólicas como el pisco.

III. **(F)** Los compuestos X e Y son isómeros de función.

Clave: A

PROBLEMA 4 (UNI 2012 - II)

A continuación, se representan las estructuras lineoangulares para 3 hidrocarburos isómeros de fórmula global C_5H_{12}.



P Q R

A partir de ello, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es la correcta?

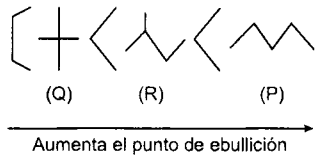
A) En el hidrocarburo P las fuerzas intermoleculares son más intensas.
B) El hidrocarburo Q tiene el mayor punto de ebullición.
C) En el hidrocarburo R las fuerzas dipolo-dipolo son más importantes que las fuerzas de London.
D) Por su forma geométrica, el hidrocarburo Q desarrolla fuertes interacciones de London.
E) Los 3 hidrocarburos presentan igual punto de ebullición.

Resolución:

Las fuerzas intermoleculares características en los alcanos son las fuerzas de dispersión (London). Estas fuerzas dependen:

1. Del área efectiva de contacto (longitud de la cadena carbonada).
2. De la polarizabilidad de la molécula (forma de la molécula, asociada al grado de ramificación que presente).

Para los isómeros del pentano: según la intensidad de las fuerzas de London.



Clave: A

PROBLEMA 5 (UNI 2013 - I)

Indique la secuencia correcta después de determinar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

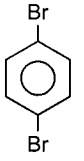
I. Un ejemplo de amina primaria es: CH_3NH_2.
II. El compuesto 1,4 - dibromobenceno es más polar que el 1,3-dibromobenceno.
III. El benceno, C_6H_6, es más polar que el bromobenceno, C_6H_5Br.

A) VVV B) VVF C) FFV D) VFF E) FFF

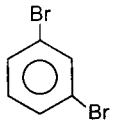
Resolución:

I. **Verdadero (V)**
Amina primaria: R-NH_2, ejemplo CH_3-NH_2

II. **Falso (F)**

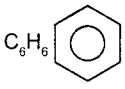


1,4 - dibromobenceno
m(total) = 0
(apolar)

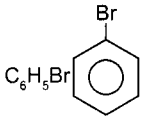


1,3 - dibromobenceno
m(total) ≠ 0 ↗
(polar)

III. **Falso: (F)**



Benceno
m = 0
(apolar)

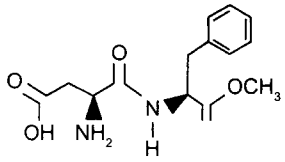


Bromobenceno
m ≠ 0 ↕
(polar)

Clave: D

PROBLEMA 6 (UNI 2013 - I)

El aspartame es un compuesto orgánico edulcorante no calórico.



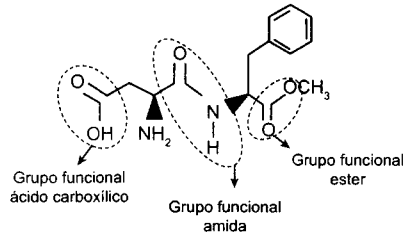
Señale la alternativa que presenta la secuencia correcta, después de determinar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

I. El edulcorante presenta al grupo funcional amida.
II. El compuesto orgánico contiene al grupo funcional alcohol.
III. El aspartame contiene a los grupos funcionales éter y éster.

A) VVV B) VFV C) VFF
D) VVF E) FVV

Resolución:

Según el gráfico:



I. **Verdadero**
Grupo funcional amida (R — $CONH_2$)

II. **Falso**
Grupo funcional alcohol (R — OH)

III. **Falso**
Grupo éter (R — O — R) y éster (R_1 — COO — R_2)

Solo encontramos éster, pero no éter (R_1 – O — R_2)

Clave: C

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Hallar el número de isómeros que presenta la fórmula C_3H_9Cl

A) 5 B) 2 C) 1 D) 3 E) 4

2. Hallar el número de alcoholes que están asociados a la fórmula $C_4H_{10}O$

A) 4 B) 2 C) 6 D) 3 E) 5

3. Determine cuántos alcoholes terciarios están asociadas a la fórmula global $C_5H_{12}O$

A) 0 B) 2 C) 1 D) 3 E) 4

4. Determinar cuántas aminas terciarias se asocian a la fórmula $C_5H_{13}N$.

A) 0 B) 2 C) 1 D) 3 E) 4

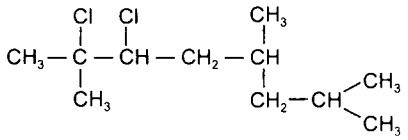
5. Identificar un aldehído:

A) $CH_3CHOHCH_3$ B) $OHCCH_2CH_3$
C) $CH_3CH_2OCH(CH_3)_2$ D) $CH_3COCH_2CH_3$
E) CH_3CH_2COOH

6. Hallar el número de carbonos primarios que tiene la siguiente estructura:
$(CH_3)_3CCH_2CH(CH_3)CHClCH_2CH(CH_3)CH_2CH_2Cl$

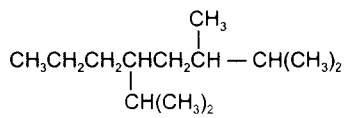
A) 3 B) 4 C) 5 D) 6 E) 7

7. Nombrar el siguiente compuesto:



A) 6,7 - dicloro - 2,4,7 - trimetiloctano
B) 2,3 - dicloro - 2,5,7 - trimetiloctano
C) 2,3 - dicloro - 2,5,7,7 - tetrametilheptano
D) 6,7 - cloro - 2,4,7 - metiloctano.
E) 2,2 - dicloro - 3,5,7 - trimetiloctano.

8. Nombrar el siguiente compuesto:



A) 4,6 - diisopropilhexano.
B) 1,3 - diisopropihexano
C) 2 - metil - 5 - isopropilhexano
D) 1,2 - dimetil - 5 - isopropilheptano
E) 5 - isopropil - 2,3 - dimetiloctano

9. ¿Qué alcano presenta enantiomería?

A) 2 - metilbutano B) 3 - etilpentano
C) 3 - metilhexano D) 2,2 - dimetilhexano
E) 2,2,3,3 - tetrametilbutano

10. ¿Qué grupos funcionales pueden estar presentes en un compuesto de fórmula C_3H_8O?

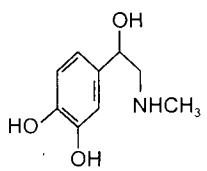
A) Éter y aldehído. B) Éter y alcohol.
C) Alcohol y aldehído. D) Aldehído y cetona.
E) Alcohol y cetona.

11. Dos compuestos orgánicos son isómeros ópticos cuando al compararlos:

A) La suma relativa de sus ángulos de desviación del plano de la luz polarizada es cero.
B) Muestra un aumento el ángulo de desviación del plano de la luz polarizada.
C) Ninguno ejerce actividad óptica sobre el plano de la luz polarizada.
D) La molécula del uno es la imagen especular no superponible del otro.
E) Las moléculas no son imágenes especulares entre sí.

12. ¿Cuántos grupos funcionales no están asociados a la adrenalina, una hormona adrenal?

I. Alcohol III. Amina
II. Fenol IV. Éter.



A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

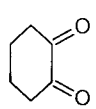
13. Completar el siguiente párrafo:
Se llama grupo funcional a todo _____ de uno o más átomos de una molécula que confiere a éstas unas _____ y un comportamiento _____ característico.

A) compuesto - propiedades - físico
B) compuesto - propiedades - químico
C) agregado - estructuras - físico
D) agregado - propiedades - químico
E) agregado - propiedades - físico

14. ¿Qué estructura presenta 1 carbono secundario?

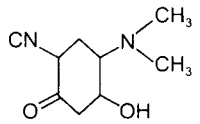
A) n - decano B) 2,2,4 - trimetilpentano
C) 2,2 - dimetilhexano D) 3 - etilpentano
E) 2,2,3,3 - tetrametilbutano

15. Determinar la fórmula global de:



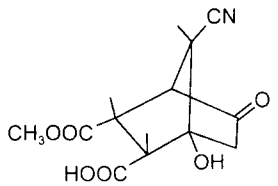
A) $C_6H_{14}O_2$ B) $C_6H_{12}O_2$ C) $C_6H_{10}O_2$
D) $C_6H_6O_2$ E) $C_6H_8O_2$

16. Determinar la fórmula global de:



A) $C_8H_{10}N_2O_2$ B) $C_9H_{10}N_2O_2$ C) $C_9H_{12}N_2O_2$
D) $C_9H_{14}N_2O_2$ E) $C_9H_{16}N_2O_2$

17. ¿Qué grupo funcional no está asociado a la siguiente estructura:



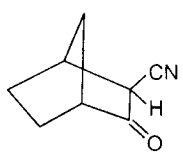
A) Amina B) Cetona
C) Éster D) Ácido carboxílico
E) Alcohol

18. ¿Cuántos carbonos terciarios están presentes en la siguiente estructura?

$(CH_3)_2CHCH_2CHClCH_2C(CH_3)_2CH_2C(CH_3)_3$

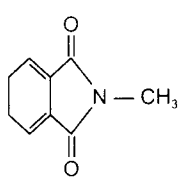
A) 2 B) 3 C) 4 D) 5 E) 1

19. Determinar la fórmula global:



A) $C_9H_{10}ON$ B) $C_8H_{12}ON$ C) $C_8H_{11}ON$
D) C_8H_8ON E) C_8H_9ON

20. Determinar la fórmula global:

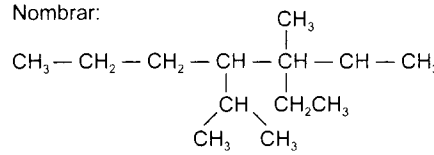


A) $C_9H_6O_2N$ B) $C_9H_8O_2N$ C) $C_9H_7O_2N$
D) $C_9H_9O_2N$ E) $C_9H_{11}O_2N$

21. ¿Qué hexano por monocloración produce solo dos productos monoclorados?

A) n - hexano B) 2 - metilpentano
C) 3 - metilpentano D) 2,2 - dimetilbutano
E) 2,3 - dimetilbutano

22. Nombrar:



A) 2 - etil - 4 - isopropil - 3 - metilheptano
B) 5 - isopropil - 3,4 - dimetiloctano
C) 2 - etil - 4 - isopropil - 3 - metiloctano
D) 4 - isopropil - 5,6 - dimetiloctano
E) 3 - etil - 4 - isopropil - 3 - metilheptano

23. Determinar cuántos carbonos secundarios presenta la siguiente estructura

3,3,5 - trietilundecano

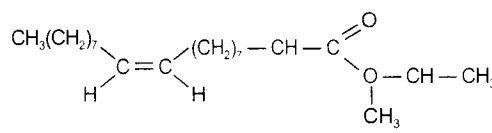
A) 11 B) 12 C) 8
D) 10 E) 9

24. Determinar cuántos carbonos secundarios presenta la siguiente estructura

5 - etil - 2,2,5 - trimetiloctano

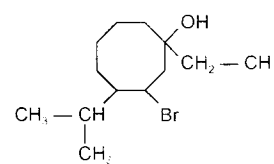
A) 3 B) 4 C) 5
D) 6 E) 7

25. Nombrar:



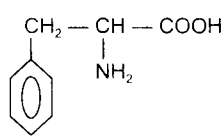
A) 9 - octadecenoato de propilo
B) Cis - 9 - octadecenoato de isopropilo
C) Cis - 9 - octadecanoato de isopopilo
D) Cis - 9 - octadecenoato de propilo
E) Trans - 9 - octadecenoato de isopropilo

26. Nombrar:



A) 3 - bromo - 1 - etil - 4 - propilcicloctanol
B) 3 - bromo - 1 - etil - 4 - isopropilcicloctan - 1 - ol
C) 3 - bromo - 1 - etil - 4 - isopropilcicloctanol
D) 3 - bromo - 1 - etil - 4 - isopropiloctanol
E) 3 - bromo - 1 - etil - 4 - isopropil - 1 - ciclooctanol

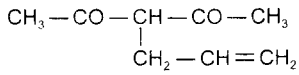
27. Nombrar:



A) Ácido 3 fenilpropan - 2 - amino - 1 - carboxílico
B) Ácido 2 - amino - 3 - fenilpropanoico
C) Ácido 2 - aminopropanobenzoico

D) Ácido 2 - amino - 3 - bencenopropanoico
E) Ácido 2 - amino - 2 - benciletanoico

28. Nombrar:



A) 3 - alil - 2,4 - pentanona
B) 3 - vinil - 2,4 - pentanona
C) 3 - alil - 2,4 - pentanodiona
D) 3 - vinil - 2,4 - pentanodiona
E) 3 - vinil - 2,4 - hexanodiona

29. ¿Qué alqueno es más volátil?

A) 1 - hexeno B) Cis - 2 - hexeno
C) 2 - metil - 1 - penteno D) 2 - metil - 2 - penteno
E) 2,3 - dimetil - 2 - buteno

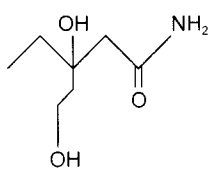
30. ¿Qué alqueno presenta isomería geométrica?

A) 1 - buteno B) 2 - metil - 2 - octeno
C) 1 - deceno D) 1 - cloro - 1 - buteno
E) Ciclopenteno

31. ¿Qué alternativa representa un isómero del 2,2-dimetil-3-heptino.

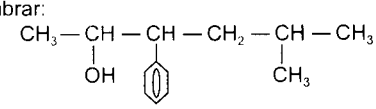
A) 3,3 - dimetil - 1 - hepteno
B) 3,3 - dimetilciclohepteno
C) 1,1 - dimetilciclohepteno
D) 1,3 - octadieno
E) 3,3 - dimetilciclohepteno.

32. Nombre:



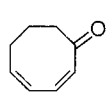
A) 3 - etil - 3,5 - dihidroxipentanamida.
B) 3 - hidroxi - 3 - 3 - (2 - hidroxietil) pentanamida.
C) 3 - etil - 3,5 - hidroxipentanamina.
D) 1 - amino - 3 - hidroxi - 3 - (2 - hidroxietil) pentanona.
E) 3 - etil - 3,5 - dihidroxipentanamida.

33. Nombrar:



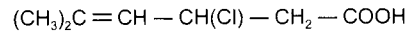
A) 3 - fenil - 2 - hidroxi - 5 - metilhexano
B) 3 - fenil - 5 - metilhexan - 3 - ol
C) 3 - fenil - 5 - metilhexanol
D) 3 - fenil - 5 - metil - 2 - hexanol
E) 4 - fenil - 2 - metil - 5 - hexanol

34. Nombrar:



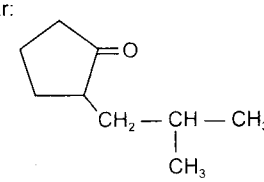
A) 2,4 - ciclo - 1 - octadienona
B) 1,3 - ciclooctadien - 4 - ona
C) 1,2 - ciclooctadienona
D) 2,4 - ciclooctadienona
E) 5,7 - ciclooctadienona

35. Nombrar:



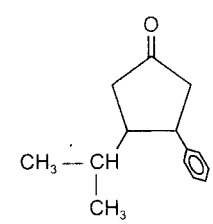
A) Ácido 3 - cloro - 5 - metil - 4 - hexanoico
B) Ácido 3 - cloro - 5 - metil - 4 - hexenoico
C) Ácido 3 - cloro - 5 - metil - 4 - hexen - 1 - oico
D) Ácido 4 - cloro - 2 - metil - 2 - hexenoico
E) Ácido 4 - cloro - 5 - metil - 3 hexenoico

36. Nombrar:



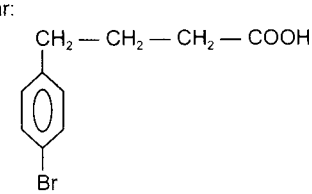
A) 2 - isobutilciclopentanona
B) 1 - isobutil - 2 - ciclopentanona
C) 2 - butilciclopentanona
D) 1 - butilciclo - 2 - pentanona
E) 2 - isobutilciclo - 1 - pentanona

37. Nombrar:



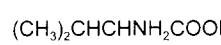
A) 3 - fenil - 4 - isopropilciclopentanona
B) 3 - isopropil - 4 - fenilciclopentanona
C) 3 - fenil - 4 - propilciclopentanona
D) 3 - fenil - 4 - n - propilciclopentanona
E) 1 - fenil - 2 - isopropilciclopentanona

38. Nombrar:



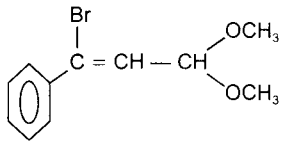
A) Ácido 1 - (p - bromodenil) - 4 - butanoico
B) Ácido 4 - (p - bromobencil) - butanoico
C) Ácido 4 - (p - bromobencen) - butanoico
D) Ácido 4 - (p - bromofenil) - butanoico
E) Ácico 4 - (o - bromofenil) - butanoico

39. Nombrar:



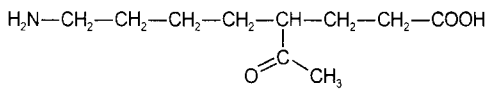
A) Ácido 3 - metilbut - 2 - amino - 1 - oico
B) Ácido 2 - amino - 3 - metilbutanocarboxílico
C) Ácido 2 - aminoisobutírico
D) Ácido 2 - amino - 3 - metilbutanoico
E) Ácido 2 - amino - 2 - isopropiletanoico

40. Nombrar:



A) 1 - bromo - bencil - 3,3 - dimetoxi - 1 - propeno
B) 1 - bromo - 1 - bencil - 3,3 - dimetoxípropeno
C) 1 - bromo - 1 - fenil - 3,3 - dimetoxipropeno
D) 3 - bromo - 3 - fenil - 1,1 - dimentoxi - 2 - propeno
E) 1 - fenil - 1 - bromo - 3,3 - dimetoxipropeno

41. Nombrar:



A) Ácido 8 - amino - 4 - cetooctanoico
B) Ácido 8 - amino - 4 - etoxioctanoico
C) Ácido 4 - acetiloxi - 8 - aminooctanoico
D) Ácido 4 - aceto - 8 - octanoaminoico
E) Ácido 4 - acetil - 8 - aminoaotanoico

42. ¿Qué proposición es falsa, respecto al ácido butanodioico?

A) Su fórmula global es $C_4H_6O_4$
B) Su peso molecular es 118 g/mol.
C) Es isómero con el 1,2,3,4 - ciclobutanotetraol.
D) Es un ácido dicarboxílico.
E) Es soluble en agua.

43. ¿Qué proposición es flasa, respecto al 2 - hexanal?

A) Es insoluble en el agua.
B) Presenta isomería geométrica.
C) Su fórmula global es $C_6H_{10}O$.
D) Es isómero con la ciclohexanona.
E) Presenta dos átomos de carbono con hibridación sp^2.

44. Señalar la composición centesimal del carbono en el estireno (vinilbenceno)

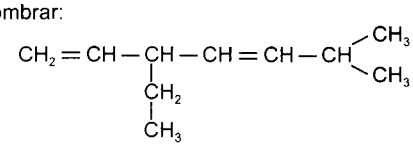
A) 90% B) 92,3% C) 88,7%
D) 79,6% E) 77,4%

45. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Una de las propiedades más notables del benceno es su relativa baja reactividad.
II. La estabilidad del benceno es el resultado de la deslocalización electrónica.
III. Varios compuestos aromáticos son carcinogénicos.

A) FVF B) VFF C) VFV
D) VVV E) FFV

46. Nombrar:

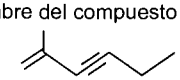


A) 2 - metil - 5 - etil - 3,6 - heptadieno
B) 2 - metil - 5 - etil - 3,6 - dienheptano
C) 3 - etil - 6 - metil - 1,4 - heptadleno
D) 2 - metil - 5 - vinil - 3 - hepteno
E) 3 - etil - 5 - vinil - 1,4 - heptadleno

47. ¿Qué molécula presenta 12 hidrógeno por molécula?

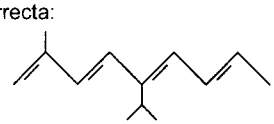
A) 2,4 - hexadieno
B) 1,3 - pentadieno
C) 1,3 - hexadieno
D) 2 - metil - 1,3 - butadieno
E) 3 - metil - 2,4 - hexadieno

48. Señalar el nombre del compuesto



A) 2- metil - 1 - hexen - 3 - ino
B) 2 - metil - 3 - hexin - 1 - eno
C) 5 - metil - 5 - hexen - 3 - ino
D) 5 - metil - 3 - hexin - 5 - eno
E) 2 - metil - 2 - hexen - 4 - ino

49. Respecto al siguiente hidrocarburo, indicar la respuesta correcta:



A) Es un dieno conjugado
B) Su fórmula global es $C_{13}H_{20}$
C) Tiene 4 electrones en orbitales p
D) 5 - isopropil - 8 - metil - 2,4,6,8 - nonatetraeno
E) Es un polieno aislado.

50. 45 gramos de carburo de calcio con impurezas se hace reaccionar con agua y se produce 9 litros de acetileno recogidos sobre agua a 27 °C, 780 torr, con una humedad relativa del 80 %. Determinar el porcentaje de impurezas en la muestra inicial.
Dato: P_vH_2O = 25 torr (t = 25 °C)

A) 63,3% B) 52% C) 54,2%
D) 45,8% E) 48%

51. Determinar el nombre correctamente formulado:

A) 4 - hexino
B) 4,4 - dimetil - 2 - pentino
C) Cis - 2,3 - dimetil - 2 - buteno
D) 1,2 - dimetil - 2 - buteno
E) Trans - 2 - metil - 2 - penteno

52. ¿Qué hidrocarburo no presenta isomería geométrica?

A) 1,2 - dimetilciclobutano
B) 3 - hexeno
C) 3,4 - dietil - 3 - hexeno
D) 1,3 - diclorociclopentano
E) 1,4 - dimetilciclohexano

53. Los isómeros orto, meta y para se pueden identificar determinando el número de compuestos que pueden formarse de cada uno ellos, cuando se introduce un tercer grupo en el anillo bencénico. ¿Cuántos productos isoméricos se producen cuando se introduce un tercer grupo clor en el o-dibromobenceno?

A) 2 B) 1 C) 3
D) 4 E) 5

54. Indicar cuál de los siguientes hidrocarburos alifáticos es un dieno conjugado

A) $CH_2=CH\text{-}CH=CH-CH_3$
B) $CH_2=C=CH-CH_3$
C) $CH_3-CH=CH-CH_3$
D) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
E) $(CH_3)_3-C-CH_3$

55. Señalar cuántos alquenos existen con fórmula C_4H_8, considerando todo tipo de isomería.

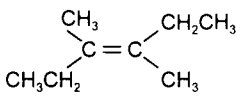
A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

56. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda, respecto a los alquenos:

I. Los alquenos son solubles en solventes apolares como la acetona.
II. Generalmente el punto de ebullición del isómero cis– es mayor que el del isómero trans-.
III. El punto de ebullición de los alquenos se incrementa con el aumento de la cadena carbonada.

A) FVF B) FFV C) VFF
D) VFV E) VVV

57. Señalar el nombre del siguiente compuesto:



A) cis - 2,3 - dietil - 2 - buteno
B) cis - 2,4 - dimetil - 3 - hexeno
C) trans - 3, 4 - dimetil - 3 - hexeno
D) trans - 2,3 - dietil - 2 - buteno
E) trans - 2 - etil - 3 metil - 2 - penteno

58. Dados los nombres de los siguientes compuestos.

I. 3 - buteno
II. 2 - etil - 2 - penteno
III. 2,4 - dimetil - 2 - penteno

¿Cuál o cuáles están correctamente nombrados?

A) I y II B) Solo I C) Solo III
D) Solo II E) II y III

59. Señalar el número de enlaces sigma(s) en el 4,5,5 - trimetil - 2 - hexeno.

A) 12 B) 16 C) 20 D) 26 E) 30

60. Con respecto a los siguientes compuestos:

I. 2 – deceno
II. 1,2 – dicloropropeno
III. 1 – penteno

Presentan isomería geométrica.

A) I y II B) I y II C) II y III
D) Solo II E) I, II y III

61. Con respecto al propeno:

I. Presenta 2 carbonos con hibridación sp^2.
II. Presenta isomería geométrica.
III. Posee 85,71% de carbono.

Es correcto afirmar:

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo I E) I, II y III

62. Con respecto al etileno:

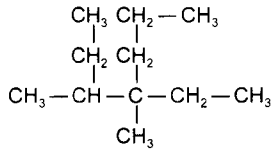
I. La molécula tiene forma plana.
II. Sus ángulos de enlace son de 109,5°
III. Los carbones poseen hibridación sp^2.

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo II E) Solo III

63. ¿Cuál de los siguientes compuestos es alicíclico?

A) Antraceno B) Tolueno C) Fenol
D) Naftaleno E) Cicloalcano

64. Indicar el nombre IUPAC del compuesto:



A) 4 - etil - 3,4 - dimetilheptano
B) Undecano
C) Decano
D) 2 - etil - 2 - butilpentano
E) 3,4 - dimetil - 4 - propilhexano

65. El butadieno es un compuesto que tiene:

A) Tres enlaces simples.
B) Dos enlaces simples y uno doble
C) Dos enlaces dobles y siete enlaces simples.
D) Tres enlaces dobles.
E) Dos enlaces dobles y uno simple

66. Cierta sustancia contiene 85,7% de **C** y 14,3% de **H**; 1,4 gramos de esta sustancia decolora 64 gramos de una solución que contiene 5% en peso de

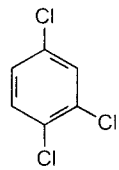
bromo (Br_2). Determinar la fórmula molecular de dicha sustancia. PA (Br = 80)

A) C_5H_{10} B) C_5H_{12} C) C_5H_8
D) C_4H_8 E) C_3H_6

67. La combustión completa de una mezcla de 44,8 litros de C_2H_2 y 67,2 litros de C_3H_8 requiere la presencia de un 20% en peso de oxígeno en exceso. Determinar la fracción molar del oxígeno residual una vez realizada la combustión. Suponer CN para las mediciones de cada gas.

A) 2/15 B) 4/31 C) 4/27
D) 2/27 E) 4/17

68. Nombrar al siguiente compuesto:



A) 1,3,4 - triclorobenceno
B) 1,4,5 - triclorobenceno
C) 1,3,5 - triclorobenceno
D) 1,2,4 - triclorobenceno
E) 1,2,5 - triclorobenceno

69. Con respecto al ciclopenteno:
I. Es isómero con el metilciclopentano
II. Es isómero con el metilciclopentano
III. Es isómero con el 1,3 – pentadieno
Es correcto afirmar:

A) Solo I y II B) Solo I y III C) Solo II y III
C) I, II y III D) Solo III

70. Con respecto a la molécula del benceno:
I. Es plana y todos los enlaces C–C tienen la misma longitud.
II. Todos los enlaces C–H tienen la misma longitud.
III. Es más reactivo que un alqueno.
Es correcto afirmar:

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo II E) I, II y II

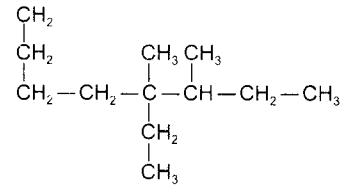
71. Respecto a los hidrocarburos:
I. Un mol el tercer alqueno de cadena abierta presenta 48 g de carbono.
II. Solamente los alquenos presentan isomería geométrica.
III. Los dienos conjugados presentan una estabilidad adicional lo cual se justifica por la resonancia que presentan las moléculas de este tipo.
IV. Los alcanos, alquenos y alquinos del mismo número de átomos de carbono presentan diferente temperatura de ebullición.
Señalar el número de proposiciones incorrectas.

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

72. Químicamente los hidrocarburos son compuestos de:

A) C y O B) C y N
C) C y sustancias nitrogenadas
D) Aceites y grasas E) C y H

73. ¿Qué nombre recibe el siguiente compuesto:



A) 1,3,4 - trietil - 3 - metilpentano
B) 2,3 - dietil - 3 - metilheptano
C) 2,3,5 - trimetilpentano
D) 4 etil - 3,4 - dimetiloctano
E) 2,3,5 - trimetil - 3 - metilnonano

74. Respecto a los alquenos, marcar la proposición verdadera:

A) Son solubles en solventes orgánicos y el agua.
B) Son menos reactivos que los alcanos.
C) Son hidrocarburos no inflamables.
D) Sus puntos de ebullición permanecen constantes con el incremento del peso molecular.
E) Son volátiles y sus reacciones típicas, las adiciones electrofílicas, están gobernadas por la regla de Markovnikov.

75. Respecto a los alquinos, marcar la proposición verdadera:

A) Presentan isomería cis/trans.
B) Sus reacciones típicas son sustituciones electrofílicas.
C) El acetileno, denominado también etileno, es el alquino industrialmente más importante.
D) Existen 2 butinos, los cuales son isómeros de posición.
E) Los alquinos son isómeros de los cicloalcanos.

76. ¿Qué alqueno presenta isomería geométrica?

A) 1 - buteno B) 2 - metil - 2 - octeno
C) 1 - deceno D) 1 - cloro - 1 - buteno
E) ciclopenteno

77. ¿Cuál es el octano que solo presenta hidrógenos primarios?

A) n - octano B) 2,2 - dimetilhexano
C) 2 - metilheptano D) 2,3 - dimetilhexano
E) 2,2,3,3 - tetrametilbutano

78. ¿Qué grupos funcionales podrían estar presentes en un compuesto cíclico de fórmula $C_3H_{10}O$?

A) Aldehído y cetona. B) Aldehído y alcohol
C) Cetona y alcohol D) Aldehído y éter.
E) Alcohol y éter.

79. ¿Qué grupo(s) funcional(es) no puede(n) estar presente(s) en un compuesto de fórmula C_4H_8O?

A) Aldehído B) Cetona C) Cetona cíclica
D) Éter cíclico E) Alcohol y enlace doble

80. ¿Qué propiedad del átomo de carbono justifica la existencia de una diversidad de compuestos orgánicos?

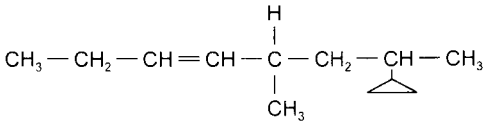
A) Covalencia B) Tetravalencia
C) Autosaturación D) Hibridación
E) Isotopía

81. En la siguiente estructura, indique cuantos enlaces (sp^2 - s) y (sp - sp) existen.

$$CH_3 - CH = CH - CH_2 - C \equiv CH$$

A) 2:3 B) 2:1 C) 2:4 D) 4:2 E) 4:1

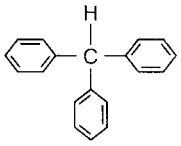
82. En la siguiente estructura, indique el número de carbonos primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios.



A) 4 : 3 : 2 : 1 B) 2: 4 : 2 : 1 C) 3 : 4 : 0 : 3
D) 3 : 4 : 3 : 0 E) 3 : 4 : 2 : 2

83. Indique el número de enlaces sigma (σ) y pi (π) en H

A) 21 : 9
B) 18 : 9
C) 37 : 9
D) 19 : 18
E) 29 : 18



84. En la siguiente estructura, halle cuantos carbonos son secundarios y cuantos carbonos presentan orbitales híbridos de tipo sp^2 en

$$CH_3CHCHCHCCHCH_2CH_3$$

A) 1 y 4 B) 2 y 3 C) 4 y 1 D) 1 y 3 E) 2 y 4

85. Indique las proposiciones correctas.

A) Los hidrocarburos poseen atomicidad igual a dos y están formados por carbono e hidrogeno.
B) Los hidrocarburos pocos reactivos son los etilénicos.
C) Los alcanos se obtienen principalmente por la destilación de la hulla
D) Los hidrocarburos acetilénicos son más reactivos que los parafínicos.
E) En general los hidrocarburos son utilizados principalmente como reactivos químicos.

86. Señale lo incorrecto

A) $CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_2 -$: Isobutil

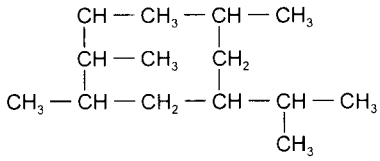
B) $CH_3 - CH_2 - (CH_2)_5 - CH_2 -$: n - Octil

C) $CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}} - CH_2CH_3$: Isobutil

D) $CH_3CH_2\underset{|}{C}HCH_2CH_3$: 3 -Pentil

E) $CH_3 - C(CH_3)_2CH_2 -$: Neopentil

87. ¿Cuál es el nombre oficial de la siguiente estructura?



A) 2, 3, 7 - trimetil - 5 - isopropiloctano
B) 3 - isobutyl - 5 - isopropil - 2 - metil
C) 2 - isopropyl - 4 - isobutil - 5 metilhexano
D) 2,5 dimetil - 4 - isobutil heptano
E) 2,4 di isopropil - 7 - metil heptano

88. Indique la proposición incorrecta respecto a las características generales de los compuestos orgánicos.

A) Son solubles en el alcohol, éter, benceno.
B) Son malos conductores de electricidad.
C) Se descomponen a bajas temperaturas.
D) No presentan el fenómeno de isomería.
E) Forman enlaces covalentes generalmente.

89. Respecto a las fuentes de carbono natural, indique el que presente mayor porcentaje de carbono.

A) Grafito B) Antracita C) Turba
D) Lignito E) Hulla

90. Indique la cantidad de carbonos amorfos presente en la siguiente relación: Grafico, negro de humo, carbón activado, lignito, turba, carbón vegetal.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

91. De las siguientes proposiciones, indique verdadero (V) o falso (F) respecto a las propiedades del carbono.

I. Son carbonos naturales, cristalinos y amorfos respectivamente, la antracita y el diamante.
II. El grafico es buen conductor de la corriente eléctrica, por la presencia de electrones libres.
III. El diamante presenta estructura tetraédrica cristalina siendo esta conductora de calor.
IV. El benceno, tolueno, xileno se encuentran en el alquitrán de hulla.

A) VFVF B) FFVV C) FVVV
D) FVFV E) VFFF

92. De las siguientes reacciones, señale verdadero (V) o falso (F).

I. $CH_3CH = CH_2 + HCl \longrightarrow CH_3CHCl - CH_3$
II. $CH_3CH = CH_2 + HBr \xrightarrow{H_2O_2} CH_3CH_2 - CH_2Br$
III. $CH_3CH = CH_2 + H_2O_{(v)} \longrightarrow CH_3CHOH - CH_3$

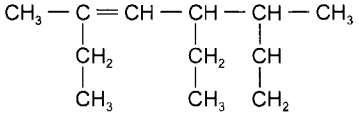
A) VFV B) VFF C) VVV
D) FVF E) FVV

93. ¿Qué reacciones son necesarias para la síntesis del butano a partir del acetileno?

I. Hidrogenación catalítica.
II. AdiciónMarkownikoff.
III. Reacción con sodio (Wurtz)
IV. Halogenación en presencia de luz solar.
V. Síntesis de Grignard.

A) II, III y IV B) II, IV, V C) I, IV, III
D) I, II, III E) II, IV y I

94. ¿Cuál es el nombre IUPAC del siguiente hidrocarburo insaturado?



A) 7 - etil- 3,6 - dimetiloctadieno
B) 3 - etil - 2,5 - dimetil - 1,5 - octadieno
C) 4,6 - dietil - 3 - metil - 1,5 - heptadieno
D) 2,4 - dietil - 5 - metil - 2,6 - heptadieno
E) 4 - etil - 3,6 - dimetil - 1,5 - octadieno

95. Una de las siguientes propiedades corresponde a que el carbono se encuentre en dos estructuras diferentes.

A) Covalente B) Tetravalencia C) Autosaturación
D) Alotropía E) Hibridización

96. Señale verdadero (V) o falso (F).

I. Todo compuesto que tiene átomo de carbono es orgánico.
II. La autosaturación es una propiedad del carbono que explica por qué hay máscompuestosorgánicos que inorgánicos.
III. En cuanto a la energía relativa del carbono hibridizado $sp^3 < sp^2$
IV. En la siguiente estructura
$CH_3 - CH_2 = CH_2 - CH = C = CH_2$
hay solo hibridos sp^3 y sp^2

A) FVFF B) VVFF C) FFVV
D) FVVF E) VFVF

97. Indique las proposiciones correctas.

I. En el isobutileno hay carbonos hibridizados en sp^3 y sp.
II. En el tetrametilbutano hay 2 carbonos terciarios y 6 carbonos primarios.
III. Los ciclo alcanos son isómeros funcionales de los alquenos.

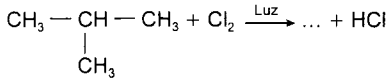
A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo II E) Solo III

98. Indique si las proposiciones siguientes son verdaderas (V) o falsas (F).

I. La representación espacial del carbono tetraédrico más aceptada fue la que propuso Vant.·.Hoff, según la cual el carbono es un tetraedro.
II. El carbono tetraédrico se puede enlazar como enlace simple, enlace doble, enlace triple y enlace cuádruple.
III. Los tipos de carbono, según la posición y número de hidrógenos que contienen, pueden ser primario, secundario, terciarlo y cuaternario.

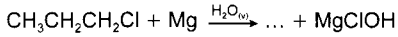
A) FVF B) VVV C) VFF D) VFV E) FVV

99. Dé el nombre del producto principal en la reacción:



A) 2 - cloro - 3 - metil propano
B) 3 - cloro - 3 - metil propano
C) 2 - cloro - 2 - metil propano
D) 3 - cloro - 1 - metil propano
E) 1 - cloro - 2 - metil propano

100. En la siguiente reacción química, indique cuál es el producto principal según la síntesis de Grignard.



A) CH_3CH_3 B) $CH_3CH_2CH_2CH_3$
C) $CH_3CH_2CH_3$ D) CH_3CH_2Ci
E) CH_3CH_2MgCl

CLAVES

1. E	14. B	27. B	40. C	53. A	66. A	79. C	92. C
2. A	15. E	28. C	41. E	54. A	67. E	80. C	93. C
3. C	16. D	29. E	42. C	55. E	68. D	81. B	94. E
4. D	17. A	30. D	43. E	56. C	69. C	82. D	95. E
5. B	18. E	31. B	44. B	57. C	70. A	83. C	96. D
6. D	19. E	32. A	45. D	58. C	71. B	84. A	97. B
7. B	20. C	33. D	46. C	59. D	72. C	85. D	98. D
8. E	21. E	34. D	47. E	60. A	73. D	86. C	99. C
9. C	22. E	35. B	48. A	61. B	74. E	87. A	100. C
10. B	23. D	36. A	49. B	62. B	75. D	88. D	
11. A	24. C	37. A	50. E	63. E	76. D	89. B	
12. D	25. B	38. D	51. B	64. A	77. E	90. E	
13. D	26. C	39. D	52. C	65. C	78. E	91. C	

Ecología y contaminación ambiental Química descriptiva Química aplicada

capítulo 19

Richard Phillips Feynman (11 de mayo de 1918-15 de febrero de 1988) fue un físico teórico estadounidense conocido por su trabajo en la formulación integral de la trayectoria de la mecánica cuántica, la teoría de la electrodinámica cuántica y la física de la superfluidez del helio líquido subenfriado, así como en la física de partículas para el que propuso el modelo Parton. Por sus contribuciones al desarrollo de la electrodinámica cuántica, Feynman, en forma conjunta con Julian Schwinger y Sin-Itiro Tomonaga, recibió el Premio Nobel de Física en 1965. Él desarrolló un esquema de representación pictórica ampliamente utilizado para las expresiones matemáticas que rigen el comportamiento de las partículas subatómicas, lo que más tarde se conoció como «los diagramas de Feynman».

Asimismo, ayudó en el desarrollo de la bomba atómica durante la Segunda Guerra Mundial y se hizo conocido ante un amplio público en la década de los ochenta como miembro de la Comisión Rogers, el panel que investigó el desastre del transbordador espacial Challenger. Además de su trabajo en física teórica, Feynman se ha acreditado con pioneros en el campo de la computación cuántica e introdujo el concepto de nanotecnología. Ocupó la cátedra de Richard Chace Tolman en Física Teórica en el Instituto de Tecnología de California.

Fuente: Wikipedia

ECOLOGÍA

Es una parte de la biología que estudia las relaciones oxidantes entre los organismos y el medio en que viven. La población de cualquier especie animal depende de la disponibilidad de alimentos y del número de depreciaciones naturales. Cuando estos dos factores permanecen constantes, la tasa de natalidad y la tasa de mortalidad son iguales.

En el ámbito de la salud pública, la persona humana es el objetivo principal: la protección del individuo y el medio en que se desenvuelve. De aquí que sea necesario mantener su medio ambiente: el suelo, el aire, el agua, los alimentos y los elementos externos que usa, debidamente protegidos de contaminación.

En el objetivo de lograr lo anterior, la participación de la química es preponderante para la identificación y cuantificación de las sustancias, la adaptación de las mismas a los requerimientos del ser humano a la adición de cantidades definidas de ellas. Además, en cuanto a la identificación y cuantificación de los organismos vivos, la aplicación de la química es necesaria, por cuanto estos se identifican por los cambios químicos que producen en el medio en el cual viven o por los cambios producidos por el uso de determinadas sustancias químicas. Todo lo descrito anteriormente requiere la realización de análisis químicos de acuerdo a normas especiales.

La presión creciente sobre las extensiones cultivables disponibles, el aumento del uso de productos químicos, la expansión de los desiertos y la deforestación, están disminuyendo la productividad del suelo en muchas partes del mundo. El talado de bosques, el uso poco cuidadoso de productos químicos y fertilizantes y la erosión están destruyendo el suelo y el potencial agrícola de la tierra, por lo cual en los últimos años se ha hecho hincapié en la necesidad de encontrar medios con los cuales se pueda detener e invertir estos procesos de deterioro ecológico.

CONTAMINACIÓN QUÍMICA

Cuando hablamos de contaminación o polución nos referimos a cualquier tipo de impureza presente en el aire, el suelo o el agua y que altera o daña los ecosistemas afectando a los seres humanos, plantas y animales.

Por extensión también aplicamos el término a otros casos, como la contaminación de los alimentos, de nuestros vestidos, materiales diversos, etc. Muchas sustancias dañinas o venenosas se encuentran en forma natural, sin que sean consecuencia de la actividad humana, pero cuando hablamos de contaminación nos referimos específicamente a la presencia de sustancias tóxicas que se encuentran en nuestro ambiente por causa del hombre, las cuales tienen efectos más rápidos y notorios que los que pueden causar sustancias tóxicas naturales, las que muchas veces toleramos porque nos hemos adaptado a ellas.

Nuestro propio cuerpo, en forma natural, contiene sustancias tóxicas como arsénico, mercurio y otros metales pesados sin que afecten nuestra salud. Muchas veces contiene también nuestro organismo productos químicos como el insecticida DDT en cantidades que toleramos.

Históricamente, la contaminación de nuestro planeta así entendida, se inicia con la Revolución industrial que tiene lugar a mediados del siglo pasado, al introducirse en las fábricas, máquinas accionadas por energía obtenida de combustibles sólidos (carbón) cuyos residuos afectan a la biósfera. A esto hay que añadir la migración de los habitantes del campo a la ciudad, tal como viene ocurriendo en nuestro país en las últimas décadas, formándose grandes centros urbanos e industriales donde los hombres se aglomeran rompiendo la armonía con la naturaleza; luego con el aumento de producción de bienes y el consumo, aumentan también los desechos industriales que contribuyen a aumentar la contaminación. Este último fenómeno se agrava con el desarrollo alcanzado en el último medio siglo por las industrias químicas, cuyos residuos son altamente contaminantes.

Actualmente, el problema de la contaminación ha alcanzado niveles alarmantes, en toda extensión geográfica, pues cubre todo el planeta incluyendo los océanos. Por ello, los ecologistas más preocupados por la degradación del medio ambiente afirman que el hombre va en camino de envenenar toda la Tierra, autodestruyéndose.

CONTAMINACIÓN DEL AIRE

Entre los contaminantes primarios del aire, es decir, que causan la mayor parte de la contaminación, en una proporción mayor del 90% se señalan 5 tipos de sustancias: monóxido de carbono, óxidos de nitrógeno, óxidos de azufre, macropartículas y freones.

Monóxido de carbono

Es un gas muy peligroso para el hombre, en primer lugar por su toxicidad, pues en alta concentración en el ambiente puede ocasionar la parálisis de los órganos de respiración y también sofocación por insuficiencia de oxígeno, llegando incluso a causar la muerte, además de ser peligroso por sus propiedades engañosas, ya que es inodoro, insípido e incoloro.

El monóxido de carbono (CO) se encuentra en el aire en forma natural, proveniente de la putrefacción de la materia orgánica y la clorofila de las plantas, pero sin llegar a niveles peligrosos; sin embargo, este gas es también producido por los automóviles y otros vehículos con motores a petróleo o gasolina. De allí que las zonas urbanas muy pobladas con elevada circulación de automóviles y otros vehículos de transporte presentan mayor concentración ambiental del monóxido de carbono.

Óxidos de nitrógeno

Los óxidos de nitrógeno monóxido (NO) y dióxido (NO_2) son también contaminantes del aire por ser tóxicos. Otros óxidos de nitrógeno existentes también en el aire no son tóxicos.

La toxicidad del NO es relativamente baja, pero su peligro radica en que puede oxidarse con el oxígeno del aire, convirtiéndose en NO_2 cuya toxicidad es 4 veces mayor. El NO_2 produce irritaciones en nariz, garganta y ojos, causando congestión y enfermedades pulmonares que, en caso de contaminación extrema, pueden causar la muerte.

Como sabemos, el aire contiene N_2 y O_2 en grandes cantidades, pero la reacción entre ambos gases para producir óxidos no se produce a las temperaturas ambientales, sino que requiere de altas temperaturas. Luego, los procesos de combustión, ya sea en los motores de los automóviles o en las plantas térmicas de energía eléctrica en que se quema grandes cantidades de petróleo, proveen la energía (calor) necesaria para que el N_2 del aire produzca NO que luego se convierte en el aire en NO_2. De allí la importancia de la producción de energía eléctrica en centrales hidroeléctricas que no contaminan el aire.

Óxidos de azufre

El óxido de azufre que se encuentra en mayor proporción en la atmósfera es el dióxido (SO_2), el cual se oxida en el aire convirtiéndose en trióxido (SO_3) y este rápidamente reacciona con la humedad ambiental para convertirse en H_2SO_4. Este último cambio se favorece en lugares de alta humedad atmosférica, como es el caso de la costa central del Perú.

Además de los efectos tóxicos sobre los seres humanos y las plantas, la presencia de SO_2 y SO_3 en la atmósfera causa un problema de contaminación ambiental que se conoce como el fenómeno de la lluvia ácida, un indicador es la determinación del pH del agua de lluvia, que con la sola presencia del CO_2 en estado de equilibrio es un valor de 5.5.

El principal daño que causa el SO_2 en el hombre es la irritación de las vías respiratorias y es mayor aun cuando las personas respiran por la boca, por lo que afecta más a las personas que tienen males respiratorios (asmáticos), así como a los ancianos que tienen tendencia a respirar más por la boca.

El H_2SO_4, de otro lado, afecta también las vías respiratorias y es corrosivo. Como ya se ha dicho, un elemento esencial para la vida es el azufre y como los combustibles más comunes: carbón, petróleo y gas natural provienen de los organismos vivos contienen algo de azufre, al arder se formarán el SO_2 y el SO_3. Es por eso que los principales contaminantes del aire con óxidos de azufre son los combustibles fósiles ya mencionados que se queman en grandes cantidades en las plantas térmicas de energía eléctrica.

Esta es, además, la razón por la cual el petróleo que tiene alto contenido de azufre se cotiza a más bajos precios, porque requiere de una refinación previa (para eliminar parte del azufre) si se quiere evitar la contaminación del aire.

Muchas industrias, así como los automóviles y otros vehículos emiten gases tóxicos y densas humaredas que pasan a la atmósfera.

Cuando estos humos tóxicos se mezclan con la niebla frecuente en muchos lugares de alta humedad atmosférica, se produce una espesa niebla llamada esmog (en inglés: *smoke* = humo; *fog* = niebla) que no solo dificulta la visibilidad, sino que causa trastornos respiratorios sobre todo en los ancianos y personas con afecciones pulmonares. Basta señalar que el esmog formado sobre Londres en diciembre de 1952, causó más de 4000 muertos.

Freones

Es un tipo de sustancia química que contiene cloro, flúor y carbono, que es utilizada por la industria en muchos productos de uso doméstico, siendo el más importante (por la contaminación que produce) su empleo como impelente en las latas de aerosoles o sprays, lo que hace que continuamente se pulvericen en la atmósfera. Los freones son compuestos estables a temperaturas bajas, por lo que no causan ningún daño inmediato pero una vez en la atmósfera, se dispersan y llegan a la estratósfera donde se encuentran una capa de ozono que nos preserva de los efectos de las radiaciones ultravioletas que irradia el Sol, las que por su alta energía son perjudiciales para los seres vivos.

Ozono (O_3)

Es un gas inestable de color azul claro a temperatura ambiente. Se forma al hacer pasar una descarga eléctrica por $O_{2(g)}$. El ozono tiene mayor densidad que el $O_{2(g)}$ y es un agente oxidante muy fuerte. El ozono se descompone con facilidad en el ambiente:

$$2O_3 \rightarrow 2(O_2 + O^*) \rightarrow 3O_2$$

Las radicales de oxígeno (O*) que son átomos intermedios en esta reacción y con gran capacidad para captar electrones, actúan así como fuertes oxidantes, siendo empleados en la destrucción de bacterias en el proceso de purificación del agua.

Destrucción de la capa de ozono de la atmósfera. Ubicación de la capa de ozono que rodea de Tierra. Recordemos las siguientes generalidades: la Tierra y su entorno pueden entonces ser divididos en las siguientes regiones:

A. Litósfera : Los suelos (continentes).
B. Hidrósfera: El agua (mares, lagos, ...).
C. Atmósfera: Envoltura gaseosa que rodea la Tierra. A su vez, esta contiene las siguientes subcapas:
   a. Tropósfera: subcapa interior (unos 15 km de espesor). Vivimos inmersos en ella, aquí hay

una concentración de CO_2 y de vapor de agua mayor que en las otras subcapas.

b. Estratósfera: subcapa intermedia (de 15 km a 40 km de altura). Contiene en su parte inferior, a unos 20 km sobre el suelo terrestre, una concentración o capa formada por ozono, que actúa como filtro de la mayor parte de radiaciones ultravioleta del Sol.
c. Ionósfera: subcapa superior (de 40 km a 4000 km de altura). Contiene gases ionizados.

El ozono se forma en la atmósfera superior (estratósfera) cuando las moléculas de O_2 absorben radiación electromagnética ultravioleta (UV) proveniente del Sol, formando una capa constante de pequeño espesor que envuelve la Tierra. Esta capa de ozono absorbe parte de la radiación UV en lo que constituye una operación de filtración esencial para la vida en el planeta.

De llegar esta radiación con mayor intensidad a la superficie, provocaría daños en los seres vivos. Se estima que la incidencia de cáncer a la piel se eleva en forma directamente proporcional a la disminución de la concentración de ozono en dicha capa.

Los compuestos orgánicos clorofluorocarbonados existen en la sociedad de consumo en la toma común de rociadores (spray) para diversos usos. Los compuestos gaseosos freones ($CFCl_3$, $C_2F_4Cl_2$, etc.), al ser liberados de sus recipientes, se difunden lentamente hacia la estratósfera.

Ahora bien, la radiación UV que llega a la Tierra provoca diversas reacciones fotoquímicas en la estratósfera, como la formación natural de ozono, según las reacciones:

$$O_2 + \text{luz} \rightarrow 2O^*$$
$$O_2 + O^* \rightarrow O_3$$

Al incidir la radiación UV sobre los freones, se libera el cloro atómico altamente reactivo el cual ataca al ozono generando el siguiente ciclo de reacciones:

$$CFCl_3 + \text{luz} \rightarrow CFCl_2 + Cl^*$$
$$Cl^* + O_3 \rightarrow ClO^* + O_2$$
$$ClO^* + O^* \rightarrow Cl^* + O_2$$

El gas de clorofluorcarbono destruye la capa de ozono, permitiendo que la radiación UV llegue con toda su intensidad (no filtrada) a la superficie de la Tierra.

Así, aunque el ozono puede removerse en forma natural en la atmósfera (merced a la misma energía de la radiación UV), su velocidad de descomposición actual en la capa de ozono a causa de los compuestos orgánicos clorofluorocarbonados generados por el hombre es demasiado elevada, por lo que hay partes en la capa de ozono que presentan agujeros, cuya reparación será muy lenta.

Exceso de ozono. Si bien el O_3 es necesario en la estratósfera, el ozono formado por las reacciones entre diversos compuestos orgánicos e inorgánicos producidos (y también producto de reacciones en campos eléctricos), representa en el aire que respiramos un tipo se contaminación, pues contribuye a la formación de esmog urbano (una mezcla contaminante de niebla y humo). Cuando la concentración de ozono en el aire aumenta, se produce irritación en todo el tracto respiratorio.

Efecto invernadero. En nuestros estudios de química no hemos considerado venenosos al dióxido de carbono (CO_2) y el aire ha aumentado un 12–14% en los cien años pasados. El CO_2 en la atmósfera puede funcionar como el vidrio de un invernadero de plantas que deja pasar la luz solar, pero no sus radiaciones infrarrojas. Luego, los rayos infrarrojos producidos en el invernadero elevan la temperatura en el interior de este con referencia al medio ambiente. En igual forma, el CO_2 transmite la luz visible pero no los rayos infrarrojos, por esto se dice que mayores concentraciones de CO_2 en el aire podrían producir un efecto invernadero. Los científicos especulan que una elevación en la temperatura en la atmósfera y por consiguiente en la superficie terrestre, podría originar que la nieve de los glaciares y el hielo de los polos de la Tierra se derritieran, aumentando el nivel de los océanos que inundarían sectores continentales.

◀ CONTAMINACIÓN DEL AGUA

Las aguas naturales no son puras sino que contienen una serie de sustancias disueltas, principalmente sales, y además suelen tener sólidos en suspensión, muchos de ellos de origen orgánico (residuos vegetales o animales).

Tal como se ha dicho antes para el caso del aire, cuando hablamos de la contaminación del agua, nos referimos a la presencia en ella de sustancias que por su naturaleza o por su cantidad la hacen perjudicial para sus diversos usos, ya sea como agua potable, de uso agrícola o industrial. En el caso de ríos, lagos, mares u océanos, la contaminación afecta o impide también el desarrollo de plantas o animales acuáticos.

Debemos anotar que algunos contaminantes se descomponen gracias a procesos químicos o biológicos que ocurren en el agua, pasando a formas más simples que pueden perder su efecto perjudicial. A estos contaminantes se les denomina degradables o biodegradables. La biodegradación de la materia orgánica en el agua se produce en especial por acción de bacterias y otros organismos presentes en ella.

Cuando se trata de bacterias aeróbicas, que actúan en presencia del oxígeno disuelto en el agua, los productos resultantes de la biodegradación son inocuos, en cambio en ausencia de oxígeno actúan bacterias anaeróbicas que liberan gases perjudiciales, agravando la contaminación y emitiendo malos olores.

Entre los principales contaminantes del agua tenemos: residuos que requieren oxígeno, microorganismos, patógenos, sustancias químicas y minerales, sedimentos, detergentes, etc.

Residuos que requieren oxígeno

El oxígeno disuelto en el agua es indispensable para la vida de vegetales y animales acuáticos, siendo los peces los que requieren oxígeno en mayor cantidad, por tanto, se considera que el agua está contaminada cuando su nivel de oxígeno disuelto es muy bajo y afecta la vida de los seres acuáticos.

La principal causa de la falta de oxígeno en el agua es la presencia de sustancias biodegradables que se descomponen fácilmente por acción de bacterias aeróbicas, las cuales consumen el oxígeno y pueden agotarlo con rapidez. En caso de agotarse el oxígeno entran en acción bacterias anaeróbicas que originan la putrefacción del agua.

Entre los principales contaminantes de este tipo tenemos los desagües de las cloacas urbanas, residuos de camales e industria de alimentos, curtiembres, papel, etc., con alto contenido de materias orgánicas.

Microorganismos patógenos

El agua puede contener muchos tipos de bacterias saprofitas (que se alimentan de residuos orgánicos en descomposición) que arrastran del suelo y otras provenientes de las aguas negras de los desagües que llevan desperdicios humanos y animales y, como es muy frecuente en nuestro país, se descargan en los ríos más cercanos o en el mar.

Muchas de las bacterias a las que nos referimos son benignas, es decir, no producen enfermedades al hombre; pero en cambio otras, lo mismo que algunos virus que también contaminan el agua, pueden causar serias enfermedades como gastroenteritis, tifoidea, fiebre paralítica, disentería, cólera, poliomielitis, hepatitis, salmonelosis, etc.

Los microorganismos causantes de estas enfermedades se encuentran en las heces fecales y en la orina de las personas infectadas y a través de los desagües producen la contaminación señalada.

Partículas metálicas y no metálicas y sus efectos

Algunos metales y no metales descargados a los ríos y lagos por la industria y la minería actúan como contaminantes.

Mercurio. Los residuos en relaves mineros llegan a los ríos y lagos. Los compuestos de mercurio son fácilmente aspirados por toda la superficie del cuerpo. Es tóxico.

Plomo. Como ya se conoce, es emitido aún en regular cantidad por los gases de escape de vehículos. Se acumula así en el organismo, intoxicándolo gradualmente.

Cadmio. Afecta al sentido del olfato.

Arsénico. Metaloide que forma compuestos ácidos sumamente venenosos.

Cromo. En exceso, afecta los suelos (contaminación de suelos).

Los metales residuales: trazas y el hollín (residuos de carbón), provenientes de las chimeneas de la industria, contaminan al agua y al suelo.

Las ciudades situadas en cuencas cerradas pueden retener su propia atmósfera y así producir contaminación del aire, debido a la inversión de temperatura. Esto se conoce como contaminación por inversión térmica (donde una capa de aire queda a menor temperatura que su capa superior).

Desde 1940 se lucha por reducir la emisión de SO_2 de las plantas industriales, lo que se ha logrado en parte; más de otro lado, aumenta la contaminación producida por los escapes de los automóviles.

Otro problema de contaminación ambiental lo provocan las explosiones nucleares. Se constató que el isótopo Sr–90 dispersado en la atmósfera estaba siendo absorbido por la vegetación, de allí pasaba el ganado y finalmente llegaba al hombre, principalmente a través de la leche. Las emisiones de radiación beta (β) provocan la descalcificación de los huesos y la disminución de los glóbulos rojos (leucemia).

Contaminación del mar

El hombre a través de los años, ha vertido al agua todo tipo de residuos sólidos, líquidos y gaseosos.

Llegan al mar a través de los ríos, los residuos de las plantas industriales. Algunas industrias para evitar contaminar los ríos llevan barcos mar adentro para arrojar allí sus desperdicios, inclusive se está arrojando residuos nucleares (por lo que si los contenedores respectivos llegaran a partirse o perforarse, las consecuencias serían funestas para la humanidad).

Uno de los mayores contaminantes lo representan los derrames de petróleo, ya sea por accidente o por descuido. El petróleo flota sobre el agua (debido a su menor densidad), impidiendo la disolución del oxígeno; además, disminuye el paso de la luz solar, destruyendo el fitoplancton, primer eslabón de la cadena alimenticia marina. En las playas forma un yodo que mata miles de aves marinas.

Un caso: Algunas sustancias tóxicas como el mercurio, se arrojaban al mar en una planta industrial en Minamata (Japón). Este mercurio se convirtió en metilmercurio, el cual fue absorbido por los peces y mariscos, y de allí llegó a la mesa de los pescadores y al resto de la población. La alimentación con pescado contaminado produjo nacimientos de niños con deformaciones; en algunas personas produjo trastornos cerebrales y en otras la muerte. Finalmente,b la planta en cuestión fue cerrada, pero se calcula que existen aproximadamente unas 600 toneladas de mercurio en el fondo del mar.

Agentes eutroficantes. El fósforo contenido en los detergentes es perjudicial para el medio ambiente, pues, produce la eutrofización de las aguas. La eutrofización es un estado en el que se produce crecimiento excesivo de vegetación debido a la elevada concentración de fósforo, el cual, como sabemos, al igual que el nitró-

geno, es un factor nutriente en las plantas. Este crecimiento excesivo impide que se disuelvan suficiente O_2 en el agua (debido a su captación por los vegetales) y elimina gradualmente la vida acuática adicional.

Contaminación por plaguicidas

Los productos utilizados para combatir las plagas se denominan, en forma genérica plaguicidas. Su uso es hoy muy común tanto en el hogar como en las fábricas, oficinas, etc., pero su mayor consumo lo realizan los agricultores para combatir las plagas que atacan los cultivos. Según el caso, se denominan insecticidas si se emplean contra los insectos; fungicidas si se usan para controlar las enfermedades causadas por hongos; herbicidas si combaten las malas hierbas, etc.

El empleo de los plaguicidas se ha extendido en las últimas décadas, y se calcula que existan más de 300, de los cuales se emplean en más de 10 000 fórmulas distintas.

Si bien los plaguicidas cumplen un rol benéfico y en muchos casos han salvado cosechas en peligro o poblaciones infectadas ya sea por insectos o por ratas. Su uso presenta un aspecto peligroso debido a su toxicidad, el cual se puede concretar en los siguientes efectos:

- Afecta no solo a los insectos perjudiciales, sino también a las especies útiles que en forma natural, controlan otras plagas de los que son enemigas. De este modo, al reducirse su población se contribuye a la aparición de nuevas plagas.
- Como ocurre con el uso de los narcóticos en el hombre, los insecticidas deben aplicarse cada vez en mayores dosis, y con mayor frecuencia, a medida que los insectos desarrollan tolerancia y se hacen resistentes, de modo que el uso masivo de dichos productos químicos afecta seriamente los ecosistemas.
- Contaminan no solo el aire sino también las aguas, por lo que son peligrosos no solo para el hombre y los insectos benéficos, como ya se ha señalado, sino también para las aves, los peces y otros organismos acuáticos.
- Algunos plaguicidas se degradan (se descomponen) y pierden su toxicidad en pocos días, pero otros son persistentes (no degradables) y mantienen su peligrosidad por mucho tiempo (incluso varios años). Entre estos últimos tenemos principalmente los insecticidas a base de cloro, como el DDT.

Detergentes

Los detergentes de uso comercial contienen un tipo de sustancias que se conocen como fosfatos que son muy nutritivos para las plantas, de modo que al pasar por los desagües hacia las aguas de lagos, lagunas o el mar, propician el rápido desarrollo de algas y plantas acuáticas.

El problema no es solo que el excesivo crecimiento de las algas y plantas acuáticas, denominado eutrofización, puede llegar a cubrir las aguas de lagos o lagunas, sino que además se consume excesivo oxígeno disuelto del agua y se produce la muerte de los peces.

CONTAMINACIÓN DEL SUELO

El hombre depende del suelo para obtener los recursos naturales requeridos para la satisfacción de sus necesidades. El suelo, sin embargo, no es un depósito inagotable, constituye un medio complejo en constante cambio y puede perder su productividad cuando se altera su equilibrio. El uso indiscriminado de venenos contra plantas e insectos ha producido serios trastornos en los suelos fértiles.

Consecuencia: el exceso de abono y plaguicidas acaba con los organismos benéficos del suelo, los cuales se encargan de descomponer la materia orgánica que cae y pone a disposición de otras plantas, los minerales que necesitan para su desarrollo.

OTROS TIPOS DE CONTAMINACIÓN

Contaminación radiactiva

Es el aumento de la radiación por la utilización por el hombre de sustancias radiactivas naturales o producidas artificialmente.

Dos son las principales fuentes de contaminación radiactiva:

- Las pruebas nucleares: como es el caso de las bombas atómicas y de hidrógeno.
- La manipulación de sustancias radiactivas, como en los reactores nucleares.

Consecuencia: esta contaminación involucra al aire, agua y suelos, siendo sus efectos:

- Acortamiento de la vida.
- Aumento de enfermedades cancerígenas.
- Transmutaciones genéticas.
- Contaminación de alimentos.

Contaminación de alimentos

Los alimentos pueden servir de vehículo transmisor de organismos para el hombre. Tanto por medio de animales infectados como debido a los microorganismos que pululan en el medio ambiente, causando por ejemplo la salmonelosis, etc.

Contaminación química

Esto es debido tanto a la frecuente contaminación química del medio ambiente como al empleo de sustancias adictivas a los alimentos.

Contaminación por ruido

Con el desarrollo de la civilización industrial y urbana, el ruido ha adquirido cada vez mayor importancia. Las consecuencias del ruido son de orden fisiológico como

psicofisiológico, afectan cada vez más a mayor número de personas, en particular a los obreros industriales. Los efectos de ruido son: sorderas, fatiga auditiva, alteraciones ritmo cardiacas, etc.

Contaminación electromagnética

Es debido al congestionamiento de las ondas electromagnéticas que provienen de señales de radio, televisión, satélite celulares, etc., es decir, todo lo concerniente al campo de las telecomunicaciones.

SOLUCIONES A LA CONTAMINACIÓN

Compuesto biodegradable

Es aquel que puede ser descompuesto en sustancias más simples e integrales en el ecosistema por acción de bacterias en la naturaleza.

Para no contaminar tanto el ecosistema, se impone actualmente el uso de detergentes con cadenas carbonadas lineales, los que son biodegradables (ecológicos).

Los detergentes sulfurados con radicales de anillos de benceno, aún en uso, no son biodegradables (el anillo de benceno es difícil de degradar), y forman espumas nocivas en las aguas.

Tiempo que toma la biodegradación (en el medio natural) de algunos productos:

Papel → 3 meses	Cigarro → 2 años
Plástico → 100 años	Fruta → 1 año
Lata → 10 años	Vidrio no se degrada

Tecnologías no contaminantes

Son las que tratan de ser establecidas actualmente en la industria. Algunas de ellas, ya familiares en su uso en países industrialización, son:

- Absorción de contaminantes con carbón activado.
- Oxidación del ozono.
- Tratamiento biológico.
- Lixiviación de minerales por bacterias (proceso de biotecnología)
- Combustión en quemadores de alta eficiencia (menor generación de NO_x)
- Un proceso general relativamente simple y no contaminante: reciclaje.

Reciclaje

El objetivo del reciclaje es neutralizar material, tratándolo con un simple ciclo de cambios físicos, de modo que se ahorre energía y se proteja al medio ambiente.

Un proceso inicial para la eficiencia en el reciclaje es colocar los residuos en compartimientos separados: pilas (baterías), papel, latas, plásticos, vidrios, etc.

Algunos compuestos reciclados

- **Aluminio:** Un 40% es reciclado actualmente. El reciclaje para una lata es más barato que la fabricación de una nueva. Requiere menos energía.
- **Acero:** Un 15% es reciclado. El acero es 100% reciclable y puede ser reprocesado indefinidamente.
- **Papel:** Un 30% del papel producido es reciclado en el mundo (no confundir con una hoja hecha 100% de papel reciclado). El papel no colorado es 100% reciclable y hay una mayor biodegradabilidad, si la tinta de impresión es natural (proveniente de extracto de soya).
- **Plástico:** Un 3% en reciclado. Presenta algunos problemas para su procesamiento en reciclaje: Hay una amplia gama de plásticos, lo que hace difícil su clasificación. Además, los productos químicos originales en los plásticos contenedores pueden contaminar el material reciclado.
- **Vidrio:** Un 20% es reciclado. Se le rehúsa, inclusive, en mezcla con asfalto para pavimentación.

TRATAMIENTO DE RESIDUOS NUCLEARES

En general, cualquier aplicación industrial genera residuos. Todas las formas de generación de energía nuclear también los generan. Tanto los reactores nucleares de fisión o fusión (cuando entren en funcionamiento) como los GTR generan residuos convencionales que son trasladados a verdaderos o instalaciones de reciclaje, residuos tóxicos convencionales (pilas, liquido refrigerante de los transformadores, etc.) y residuos radiactivos. El tratamiento de todos ellos, con excepción hecha de los residuos radiactivos, es idéntico al que se da a los residuos del mismo tipo generado en otros lugares (instalaciones industriales, ciudades,...).

Es diferente el tratamiento que se emplea en los residuos radiactivos. Para ellos se desarrolló una regulación específica, gestionándose de formas diferentes en función del tipo de radiactividad que emiten y del semiperiodo que poseen. Esta regulación engloba todos los residuos radiactivos, ya procedan de instalaciones de generación de electricidad, de instalaciones industriales o de centros médicos.

Se han desarrollado diferentes estrategias para tratar los distintos residuos que proceden de las instalaciones o dispositivos generadores de energía nuclear:

Baja y media actividad

En este caso se trata de residuos con vida corta, poca radiactividad y emisores de radiaciones beta o gamma (pudiendo contener hasta un máximo de 4000 Bq g^{-1} de emisores alfa de semiperiodo largo). Suelen ser materiales utilizados en las operaciones normales de las centrales, como guantes, trapos, plásticos, etc. En general, se prensan y secan (si es necesario) para reducir su volumen, se hormigonan (fijan) y se embidonan para ser almacenados durante un periodo de 300 o de 500 años, según los países, en almacenamientos controlados. En España este almacenamiento se encuentra en la provincia de Córdoba (El Cabril).

Alta actividad

Estos residuos tienen semiperiodo largo, alta actividad y contienen emisores de radiaciones alfa (si son de

semiperiodo largo solo si superan concentraciones de actividad de 4000 Bq g^{-1}). Se generan en mucho menor volumen pero son altamente nocivos inmediatamente después de ser generados. Generalmente, aunque no son los únicos, se trata de las propias barras de combustible de los reactores de fisión ya utilizadas. Para ellos se han desarrollado diversas estrategias:

Almacenamiento temporal

En las piscinas de las propias centrales (a veces llamados ATI), durante la vida de la central (habitualmente 40 años) o en almacenamientos construidos a propósito. (En España aún se encuentra en proyecto el ATC) .

Reprocesamiento

En este proceso se lleva a cabo una separación fisicoquímica de los diferentes elementos, separando por una parte aquellos isótopos aprovechables en otras aplicaciones, civiles o militares (plutonio, uranio, cobalto y cesio, entre otros). Es la opción más similar al reciclado. Sin embargo, en el proceso no todos los elementos reciclados son totalmente reaprovechables, como por ejemplo el neptunio o el americio. Para estos, en volumen mucho menor que el inicial, es necesario aún el uso de otras opciones como el almacenamiento geológico profundo.

Almacenamiento geológico profundo (AGP)

Este proceso consiste en estabilizar las barras de combustible gastadas en contenedores resistentes a tratamientos muy severos que posteriormente se introducen en localizaciones similares a las minas, ya existentes (como en el caso de minas profundas) o construidas para tal fin. Suelen estar en matrices geológicas de las que se sabe que han sido estables durante millones de años. La más comunes son calizas, graníticas o salinas. Los técnicos estiman que estos AGP deberían poder preservar íntegros los residuos durante los miles de años en que sigan siendo tóxicos sin afectar a las personas de la superficie. Su principal defecto es que sería muy difícil o imposible recuperar estos residuos para su uso útil en el caso de que técnicas futuras puedan aprovecharlos eficientemente.

Transmutación

En centros nucleares de nueva generación (sistemas asistidos por aceleradores o en reactores rápidos): estos sistemas usan torio como combustible adicional y degradan los desechos nucleares en un nuevo ciclo de fisión asistida, pudiendo ser una alternativa ante la dependencia del petróleo, aunque deberán vencer el rechazo de la población. El primer proyecto será construido alrededor del 2014 (Myrrha). Esta técnica se estima aceptable para aquellos radioisótopos de semiperiodo largo para los que no se ha hallado ninguna aplicación todavía. Esos isótopos más problemáticos son los transuránicos como el cuiro, el neptunio o el americio. Sin embargo para emplear esta técnica se precisan métodos adicionales, como el reprocesado previo.

◀ QUÍMICA DESCRIPTIVA

Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

Es el insumo químico inorgánico más utilizado en las industrias modernas debido a ello se le denomina el termómetro de la civilización o el parámetro que mide el grado de industrialización de un país, fue descubierto por el alquimista Basilio Valentín.

Propiedades:

A. Físicas: El producto es un líquido incoloro a temperatura ambiente, de aspecto oleoso.

- Temperatura ebullición = 330 °C
- Temperatura solidificación = 10,49 °C (cristales hexagonales incoloros)
- Peso específico = 1,84 g/mL

Se descompone por acción del calor aproximadamente a su punto de ebullición, produciendo humus blancos de anhídrido sulfúrico.

$$H_2SO_4 \rightarrow H_2O + SO_3$$

El ácido sulfúrico es soluble en el agua, en todas las proporciones, siendo la disolución fuertemente exotérmica, incluso llega a hervir la disolución. Por dicho motivo, al añadir agua sobre el ácido sulfúrico concentrado se producen salpicaduras producidas por la ebullición repentina de las gotas de disolución que se forman, "nunca se debe añadir el agua sobre el ácido". Se añade poco a poco ácido sobre el agua evitándose salpicaduras.

B. Químicas. El ácido sulfúrico concentrado es un deshidratante enérgico; carboniza el papel, la madera y los azúcares.

$$(C_6H_{10}O_5)_n \xrightarrow{H_2SO_{4(c)}} 6nC + 5nH_2O$$

celulosa o almidón

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{H_2SO_{4(c)}} 6C + 6H_2O$$

Por la misma razón, produce graves quemaduras en contacto con la piel.

Pueden desecarse gases a través de él, haciéndolo burbujear; ejemplo: cloro y anhídrido sulfuroso.

- El ácido sulfúrico concentrado y caliente tiene propiedades oxidantes sobre metales como el Cu, Hg, Ag y sobre no metales como el C y el S.

  $2H_2SO_4 + Hg \rightarrow SO_4Hg + SO_2 + 2H_2O$

  $2H_2SO_4 + C \rightarrow 2SO_2 + CO_2 + 2H_2O$

- En disolución diluida actúa como un ácido diprótico fuerte.

  $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow HSO_4^- + H_3O$

  $HSO_4 + H_2O \rightarrow SO_4^{=} + H_3O$

- Reacciona con los metales activos produciendo sales e hidrógeno.

$H_2SO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + H_2$

$H_2SO_4 + Sn \rightarrow SnSO_4 + H_2$

y así mismo con los óxidos, bases y sales.

$H_2SO_4 + MgO \rightarrow SO_4Mg + H_2O$

$3H_2SO_4 + 2Fe(OH)_2 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$

$H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + CO_2\uparrow + H_2O$

- Como agente deshidratante con algunos compuestos orgánicos (alcoholes).

Ejemplos:

$$C_2H_5 - OH \xrightarrow{H_2SO_4} \underbrace{C_2H_5 - O - C_2H_5}_{\text{éter}} + H_2O$$

$C_2H_5 - OH$

$$\begin{matrix} CH_2 - CH_2 \\ | \quad\quad | \\ OH - OH \end{matrix} \xrightarrow{H_2SO_4} \underset{\text{alqueno}}{CH_2 = CH_2} + H_2O$$

C. Industriales. Formas de utilización:

- Se emplea ácido sulfúrico concentrado para obtener los ácidos clorhídricos, nítricos y fosfóricos.

  $H_2SO_4 + ClNa \rightarrow NaHSO_4 + HCl_{(g)}$

- Obtención de sulfato de amonio (abonos, fertilizantes).

  $H_2SO_4 + 2NH_3 \rightarrow SO_4(NH_4)_2$

- Obtención de superfostatos:

  $H_2SO_4 + Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow CaSO_4 + Ca(H_2PO_4)_2$

  superfosfatos

- Obtención del óleum como materia prima en la industria de detergentes sintéticos.

  $H_2SO_4 + SO_{3(g)} \rightarrow H_2SO_4\,SO_3$

  (óleum: ácido sulfúrico fumante)

Métodos de obtención

A. Proceso de contacto. En este método se combina el anhídrido sulfuroso, procedente de la tostación de piritas, con el oxígeno en presencia de un catalizador, formándose anhídrido sulfúrico que se absorbe en ácido sulfuroso diluido:

$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + 45\,000$ cal

La reacción es reversible y exotérmica, realizándose a temperatura ambiente con gran lentitud.

Si se aumentase la temperatura, el equilibrio se desplazaría hacia el primer miembro, con lo que disminuiría la formación de SO_3. Es preciso trabajar a temperatura (450 °C) y en presencia de catalizadores (asbesto de platino o V_2O_5) a presión de 1,5 - 1,7 atm y con exceso de oxígeno.

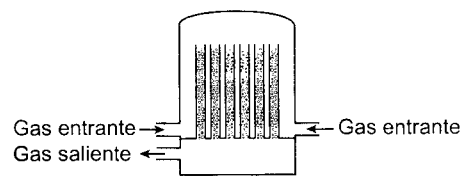
Se precisa emplear SO_2 muy puro exento de polvo y anhídrido arsenioso, que envenenaría el catalizador y bien seco. La mezcla de SO_2 y O_2 llega a la cámara de catálisis (ver figura) y atraviesa por el lecho *del catalizador, alcanzando la mezcla reaccionante* en equilibrio. Los gases salientes se recogen sobre H_2SO_4.

$$SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2SO_4SO_3 \text{ (óleum)}$$
$$\downarrow$$
$$H_2S_2O_7 \text{ (ácido pirosulfúrico)}$$

Luego se diluyen en agua:

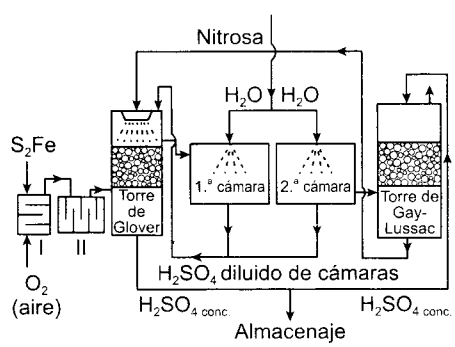
$H_2S_2O_7 + H_2O \rightarrow 2H_2SO_4$

El ácido obtenido es prácticamente puro (98,5%) y en la actualidad el método está desplazando el clásico de las cámaras de plomo.



Torre de contacto

B. Proceso de cámaras de plomo. Se fundamenta en la combinación del gas sulfuroso con el O_2 y el H_2O en presencia de óxidos de nitrógeno (N_2O_3), que actúan como catalizador.



I: Horno de piritas

II: Cámara depuradora de polvo

Esquema de la fabricación de ácido sulfúrico por cámaras de plomo

La instalación en la que se obtiene ácido sulfúrico consta de un horno rotatorio en el que se tuesta la pirita y en una cámara depuradora de polvos. Una parte del gas sulfuroso reacciona con el ácido nítrico que se añade por la parte superior en la torre de Glover, obteniéndose óxidos de nitrógeno.

$$2HNO_3 + 2SO_2 + H_2O \rightleftharpoons \underbrace{N_2O_3 + 2H_2SO_4}_{\text{Producción del catalizador}}$$

La mezcla gaseosa formada por el anhídrido sulfuroso, el oxígeno y los óxidos de nitrógeno penetra en la torre de Glover; esta se halla rellena de ladrillos de material resistente al ácido. Los gases ascienden por ella y reciben una lluvia de ácido sulfúrico diluido que procede de las cámaras de plomo.

El objeto de esta torre es aprovechar el contenido

calorífico del gas sulfuroso entrante para la concentración del ácido sulfúrico diluido y por su fondo se extrae el ácido sulfúrico concentrado.

El relleno de la torre permite hacer más íntimo el contacto entre el gas sulfuroso y la lluvia de sulfúrico, diluido.

Los gases pasan a la cámara de plomo, donde reciben una lluvia abundante de agua.

En primer lugar se forma sulfato ácido de nitrosilo.

$2SO_2 + O_2 + H_2O + N_2O_3 \rightarrow 2HNOSO_4$

Que se hidroliza inmediatamente.

$2HNOSO_4 + H_2O \rightarrow 2H_2SO_4 + N_2O_3$

En la cámara se forma una lluvia de sulfúricos diluido, que se extrae por su fondo, enviándole a la parte superior del Glover para que caiga en forma de lluvia sobre los gases entrantes.

Los gases que no han reaccionado en la primera cámara completan su reacción en las siguientes y no deben contener finalmente sino O_2 y apenas SO_4 y los óxidos de nitrógeno que actuarán como catalizadores.

Estos gases entran por la parte inferior de la torre de Gay-Lussac, que también se halla rellena de ladrillos resistentes a la acción de los ácidos, y reciben desde su parte superior una lluvia de ácido sulfúrico concentrado. Se forma sulfato ácido de nitrosito o "nitrosa", que se extrae por el fondo y se lleva, mediante bombas, a la parte superior de la torre de Glover en donde se deja caer junto con el ácido sulfúrico diluido de cámaras, sobre el gas sulfuroso entrante. Con el agua del ácido sulfúrico diluido de las cámaras se hidroliza la nitrosa, incorporándose los óxidos de nitrógeno a la mezcla reaccionante. Así se completa el ciclo del catalizador.

El ácido sulfúrico que se obtiene en la cámara de Glover es de aproximadamente 87,8% de riqueza; contiene impurezas, principalmente arsénico, por lo que no puede dedicarse a determinadas industrias.

◀ HIDRÓGENO (H)

Fue descubierto por H. Cavendish, quien lo llamó aire inflamable; más tarde demostró que el arder con el aire corriente formaba agua, por ello Lavoisier lo llamó hidrógeno (generador de agua).

Estado natural

El hidrógeno abunda en el universo; el análisis de la luz emitida por las estrellas indica que están constituidas predominantemente por dicho elemento. El 90% de la masa del sol es hidrógeno. En la tierra abunda en menor proporción, en un 0,88% de la corteza terrestre.

La cantidad de hidrógeno no combinada es muy pequeña, apenas se encuentra en el aire, también se halla en los gases volcánicos.

Se encuentra combinado en forma de agua; con el carbono forma los hidrocarburos existentes en los petróleos; también lo tienen los azúcares, proteínas, los ácidos, los hidróxidos, etc.

Preparación

La obtención de un elemento químico se realiza, siempre que sea posible, a partir de los compuestos del mismo abundantes y, por lo tanto, más baratos. Para obtener hidrógeno se podrá a partir del agua o de los ácidos.

El hidrógeno se halla en forma de H_3O^+ (en ambos casos) y pasa a H_2, para ello capta.

$$H_2O^+ + e^- \rightarrow H_2^0 + H_2O \text{ (reducción)}$$

1. Se hace pasar sobre C calentando al rojo vapor de agua.

$$C_{(s)} + H_2O_{(v)} \xrightarrow[\text{al rojo}]{1000\ ^\circ C} CO_{(g)} + H_{2(g)}$$

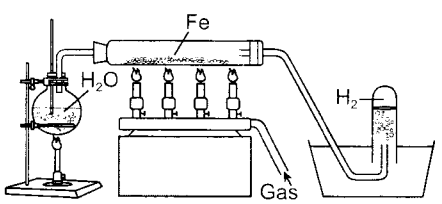
La mezcla:

$CO_{(g)} + H_{2(g)} \xrightarrow{\text{se llama}}$ Gas de agua y se emplea como combustible.

Si se hace reaccionar con más $H_2O_{(v)}$.

$CO_{(g)} + H_2O_{(v)} \rightarrow CO_2 + H_2$

Se puede eliminar CO_2 haciendo burbujear la mezcla gaseosa sobre agua a presión en la que se disuelve el CO_2.



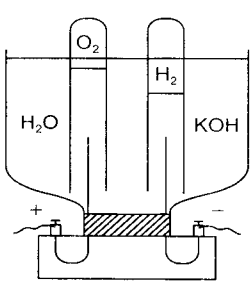
2. Se hace pasar $H_2O_{(v)}$ sobre hierro al rojo, se produce H_2 según la reacción:

$$3Fe \text{ (al rojo)} + 4H_2O_{(v)} \rightleftharpoons Fe_3O_4 + 4H_2$$

3. La electrólisis del agua acidulada (H_2SO_4) o con una base (KOH) que actúan como electrolitos.

Ánodo: $2\overline{O}H - 2\,e^- \rightarrow H_2O + O_2$ (oxidación)

Cátodo: $H_3O + 1\,e \rightarrow H_2O + H_2$ (reducción)



Obtención en el laboratorio

- Los elementos grupo IA, reaccionan violentamente con el H_2O:

  $Na + H_2O \rightarrow NaOH + \frac{1}{2}H_2\uparrow$
- IIA: como el Ca, reaccionan lentamente:

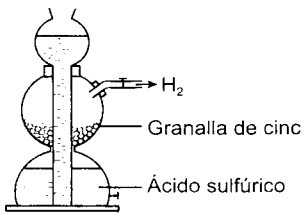
  $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
- El Fe y Zn se disuelven en ácidos:

  $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$

  $Zn + H_2SO_4 \rightarrow SO_4Zn + H_2$

Aparato Kipp

Empleado en la producción de H_2 de modo continúo:



Propiedades:

Físicas. A temperatura ambiente, el H_2 se halla en el estado gaseoso, es incoloro, inodoro e insípido.
Sus moléculas están compuestas por 2 átomos unidos por enlace covalente (H. .H).
La formación de la molécula de H_2 a partir de sus átomos es una reacción exotérmica:

$$2H \rightarrow H_2 + 103 \text{ kcal/mol}$$

Por esta razón el hidrógeno atómico es más activo químicamente que el H_2 molecular puesto que para descomponerlo se precisa aporte de energía.
El H_2 es menos denso que todos los gases. A 0 °C y 1 atm. La masa de 1 L de H_2 es: $\frac{2,00}{22,4} = 0,089$ g /L que es 1/4 de la masa de 1 L de aire.
(1 L de aire = 1,293 g); por ello el elevado poder ascencional del hidrógeno, que han hecho que se emplee para llenar globos dirigibles y para observaciones metereológicas.
Su gran inconveniente es la inflamabilidad que puede provocar explosiones.
Debido a su ($\overline{M}_{H_2} = 2$) se difunde rápidamente.
$P_{solidif} = 14,1$ K; $P_{ebullición} = 20,4$ K
Estas temperaturas tan bajas prueban que entre sus moléculas hay muy poca atracción.
Y debido al enlace covalente de su molécula es muy poco soluble en el agua.
El hidrógeno tiene 3 isótopos.
Protio: deuterio y tritio, ya mencionados.

Químicas. Es electropositivo y reductor. Se combina, preferentemente, con los elementos no metálicos.

a. **Halógenos.** Con el flúor, tiene mayor tendencia a reaccionar.

$$F_2 + H_2 \rightarrow F_2H_2 + 63,99 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$$

$$Cl_2 + H_2 \xrightarrow{\text{luz}} 2HCl + 22,09 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$$

b. **Reacción del H_2 y O_2.** A temperatura ordinaria es lenta; pero si se hace saltar una chispa eléctrica, la reacción es rápida y alcanza una violencia explosiva.
La mezcla de 2 volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno, se llama mezcla detonante.

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O + 68,4 \frac{\text{kcal}}{\text{mol}}$$

c. Con el S y el N_2 puede combinarse, pero la reacción es mucho más lenta:

$$S + H_2 \rightleftharpoons SH_2$$
$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

(forman enlaces covalentes)

d. En la combinación con los no metales el EO(H) = +1. Al combinarse con los metales alcalinos, como el Na, siendo necesario calentar, se forma hidruro sódico.

$$2Na + H_2 \xrightarrow{300\ ^\circ C} 2NaH$$

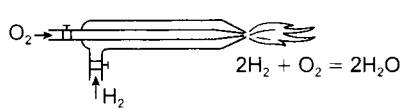
EO(H) = −1 (los hidruros tienen El IA y IIA).

e. Reduce los óxidos de metales poco activos como el Cu, Ag, etc.: a metal libre.

$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$$

Aplicaciones: En la industria

- Soplete oxhídrico, que está constituido por una corriente de oxígeno e hidrógeno que se combinan en la punta del soplete, se alcanzan temperaturas alrededor de 2000 °C, lo que permite fundir los metales.
- Se utilizan grandes cantidades de hidrógeno en la hidrogenación catalítica de aceites de pescado para transformarlos en grasas sólidas.
- La hidrogenación catalítica del carbón permite obtener las gasolinas sintéticas.
- Empleo en la síntesis del cloruro de hidrógeno y amoníaco y en la obtención del metanol.



Soplete oxhídrico

◀ OXÍGENO (O)

Fue descubierto por C. W. Scheele (1773) quien lo llamó (aire de fuego); lo obtuvo calcinando manganeso (MnO_2), nitro ($(NO_3)_2Ca$ y otros compuestos. Como sus experiencias no fueron públicas hasta 1777, en el intervalo J. Priestley descubrió en 1774, el oxígeno calentando, óxido mercúrico con una potente lupa. Lavoisier confirmó el descubrimiento, dándole el nombre de oxígeno (generador de ácidos).

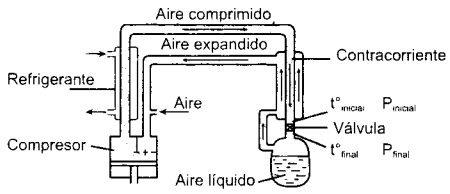
Estado natural

Es el elemento más abundante en la corteza terrestre, tanto en peso como en números de átomos, siguiéndole en abundancia el silicio. El 49,5% en peso de la corteza terrestre es oxígeno.
Constituye el 20% en volumen del aire. Combinando forma el agua, siendo uno de los constituyentes más importantes para la vida como el de los minerales y plantas.

Obtención

Industrialmente el O_2 se prepara a partir del aire y del agua.

Aire. Se obtiene del aire por licuación de este y destilación fraccionada. Se consigue la licuación del aire por compresiones y expansiones repetidas. De los 2 componentes del aire (O_2; N_2); el N_2 hierve a menor temperatura que el O_2, de modo que el vapor que destila es más rico en N_2 que el líquido inicial y el residuo de destilación se enriquece en O_2; realizando repetidas operaciones se obtiene O_2 y N_2 puros.



Obtención del aire líquido

A 500 °C el O_2 es captado por el óxido de bario y se forma el peróxido de bario, pero a temperatura más elevada (700 °C) se desprende el oxígeno captado.

$$2BaO + O_2 \xrightarrow[700\ °C]{500\ °C} 2BaO_2$$

En el laboratorio

a. Por calentamiento se obtienen pequeñas cantidades de oxígeno (óxidos de metales nobles) poco activos.

$$2HgO \xrightarrow{\Delta} 2Hg + O_2$$

$$4CuO \xrightarrow{\Delta} 2Cu_2O + O_2$$

$$2PbO_2 \xrightarrow{\Delta} 2PbO + O_2$$

$$4CrO_3 \xrightarrow{\Delta} 2Cr_2O_3 + 3O_2$$

Existe disminución del EO (M); debido a la pérdida de O_2.

b. Sustancias inestables:

$$2KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{MnO_2} 2KCl + 3O_2$$

$$2NO_3Na \xrightarrow{\Delta} 2NaNO_2 + O_2$$

También han disminuido el EO (Cl; N) se han reducido.

Propiedades:

Físicas. A temperatura ambiente, el oxígeno se halla en estado gaseoso, es incoloro, inodoro e insípido. Forma moléculas biatómicas, es poco soluble en agua (49 cm^3/L), lo suficiente sin embargo para subvenir las necesidades respiratorias de los peces.
El O_2 líquido tiene color azulado
(punto de ebullición: −183 °C) se solidifica a −219 °C.

Químicas

a. El oxígeno (O_2) molecular es bastante inerte, pero a temperatura elevada se descompone en átomos y reacciona enérgicamente con los elementos:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

$$Si + O_2 \rightarrow SiO_2$$

$$4As + 3O_2 \rightarrow 2As_2O_3$$

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

b. Se combina con hidruros y sulfuros:

$$PH_3 + 2O_2 \rightarrow H_3PO_4$$

$$2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$$

$$2SZn + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2ZnO$$

c. Óxidos

Ácidos o anhídridos. No metal al combinarse con el oxígeno. Llamado así porque al disolverse en agua forman ácidos oxácidos:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \qquad CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$$

$$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5 \qquad P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

Cuando más no metálico sea el elemento que forma el anhídrido mayor será el carácter ácido del ácido oxácido producido.

Básico: óxidos. Cuando los metales se combinan con el oxígeno formando óxidos metálicos o básicos, llamados así porque al reaccionar con agua dan hidróxidos.

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

Cuando mayor sea el carácter electropositivo del metal, tanto mayor será el carácter básico del hidróxido; es decir, que se encontrará muy disociado iónicamente en solución.

Aplicaciones:

- El O_2 se utiliza en el soplete oxhídrico.
- En el soplete oxiacetilénico: reacción

  $2O_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$
- En el soplete de gas mezclado con el gas del alumbrado.
- En los vuelos a grandes alturas, donde la atmósfera está enrarecida, los aviadores deben respirar el contenido en botellas de acero; análogamente, los buzos y los submarinos, en los que es preciso renovar la atmósfera empobrecida de oxígeno.

- El oxígeno encuentra aplicación médica en algunas enfermedades, donde es preciso acelerar los procesos de oxidación.

◀ OZONO (O_3)

Es un alótropo del oxígeno. F. Schonbein (alemán) aísla este gas, dándole el nombre de ozono.

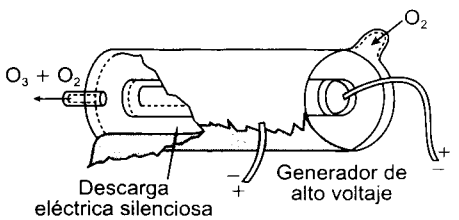
Obtención

- La formación y a partir del oxígeno distómico precisa el aporte de energía: es una reacción endotérmica e irreversible.

$$3O_2 \rightarrow 2O_3 - 68 \text{ kcal}$$

- Se obtiene el ozono mediante una descarga eléctrica. En el laboratorio se hace pasar una corriente de aire a través de un ozonizador constituido por una hoja de esta unidos a un carrete de inducción, que proporciona una diferencia de potencial elevada.
  La descarga debe ser oscura, sin producción de chispa, pues si no se producirá descomposición de O_2 por acción de la luz.
  El ozonizador debe hallarse a temperatura baja para evitar la descomposición del compuesto formado. En estas condiciones se transforma en O_3 el 5% de O_2.
- En el laboratorio se produce por reacción.

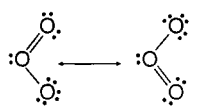
$$2KMnO_4 + 3H_2SO4_{4conc} \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O + O_2 + O_3$$



Ozonizador

Propiedades:

Físicas. Su estado es gaseoso a temperatura ambiente e incoloro. Puede licuarse 111,5 °C y cuando se encuentra puro en dicho estado toma color azul oscuro. Es más soluble en agua que el oxígeno. Ambos hechos indican que la molécula del ozono es de carácter polar mayor que el del oxígeno.
La molécula del O_2 presenta resonancia:



Químicas. El ozono es un oxidante más enérgico que el que el oxígeno:

- Oxida a la Ag en óxido.
  $2Ag + O_3 \rightarrow Ag_2O + O_2$
- Al P y S húmedos los transforma en ácidos:
  $S + H_2O + O_3 \rightarrow H_2SO_4$
  $6P + 9H_2O + 5O_3 \rightarrow 6H_3PO_4$
- Oxida a los yoduros liberando yodo:
  $O_3 + 2KI + H_2O \rightarrow O_2 + I_2 + 2KCH$

Aplicaciones:

- Se emplea como decolorante de sustancias orgánicas, de aceites, ceras, harinas y para decolorar pulpa de papel.
- Para la depuración bacteriológica de las aguas utilizándolo en lugar de cloro, tiene la ventaja de no dejar sabor ni residuo alguno. También se emplea para depurar la atmósfera de lugares muy concurridos.

Peróxido de hidrógeno (H_2O_2)

Su existencia fue descubierta por Thénard en 1819 al hacer actuar ácido sulfúrico diluido sobre peróxido de bario.

$$H_2SO_4 + BaO_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + H_2O_2$$

La disolución obtenida se destila a baja presión.

Obtención. Puede obtenerse por electrólisis de H_2SO_4
Ánodo $2SO_4^{=} - 2\,e^{-} \rightarrow S_2O_8$ (ión persulfato).
Cátodo $2H^{+} + 2\,e^{-} \rightarrow H_2^0$
La hidrólisis de ión persulfato produce agua oxigenada:

$$H_2S_2O_8 + 2H_2O \rightarrow 2H_2SO_4 + H_2O_2$$

El agua oxigenada se obtiene destilando a baja presión.
Propiedades:

A. Físicas. Es un líquido incoloro o ligeramente azulado, más denso que el agua.
$P_{ebullic.} = 1{,}44$ °C $\qquad P_{solid.} = -1$ °C
Es viscoso cuando está puro y es soluble en agua en todas las propiedades. Cuando se calienta se descompone.

B. Químicas:

- En disolución se descripción lentamente.
  $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$
  La velocidad de la reacción de descomposición aumenta por la acción del calor, de los álcalis, del bióxido de manganeso o del enzima catalasa.
- La facilidad de liberación de O_2 hace que sea, en general un oxidante energético.
  $SPb + 4H_2O_2 \rightarrow SO_4Pb + 4H_2O$
  $H_2SO_4 + 2FeSO_4 + H_2O_2 \rightarrow Fe(SO_4)_3 + 2H_2O$
  En todos los casos anteriores el H_2O_2 actúa como oxidante.
  $O_2^{-1} + 2\,e^{-} \rightarrow 2O^{=}$ (se ha reducido, es oxidante)
- También actúa como reductor:
  $2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O + 5O_2$

$2(Mn^{7+} + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+})$ (reducido, es oxidante)
$5(O_2^- \rightarrow O_2 + 2\,e)$ (oxidado, es reductor)

$$2Mn^{7+} + 5O_2^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 5O_2$$

- Debido a su poder oxidante, se emplea como antiséptico y decolorante del cabello; modernamente como blanqueante de tejidos.

NITRÓGENO (N)

Se presenta en estado libre en forma de N_2, constituyendo el 78% en volumen de aire, se halla combinado en formas de nitratos ($NaNO_4$, nitrato de sodio). Las plantas y animales lo contienen en forma de proteínas en las que figura en la proporción de 17% peso.

Obtención

Destilación fraccionada del aire líquido. El N_2, punto de ebullición menor que el del O_2, se desprende en mayor proporción en las primeras fracciones evaporadas.

Laboratorio. Por ebullición del nitrito de amonio, se prepara por doble descomposición entre:

$ClNH_4 + NaNO_2 \rightarrow ClNa + NH_4NO_2$

$NH_4NO_2 + \text{calor} \rightarrow N_2\uparrow + 2H_2O$

Propiedades

Físicas. Es incoloro, inodoro y se halla en estado gaseoso o temperatura ambiente en forma de moléculas diatómicas, cuyo enlace es covalente.

- $P_{ebullición} = -196$ °C; solidifica a -210 °C
  La molécula es estable térmicamente.
  $$N_2 \rightleftharpoons 2N - 171{,}14 \text{ kcal}$$
- Debido a su enlace es muy poco soluble en agua (23 cm^3/L). A pesar de que la solubilidad del N_2 es inferior al del O_2, el agua saturada de aire contiene 14 cm^3 de N_2 y 7 cm^3 de O_2 por litro; ya que la presión del N_2 en el aire superior al del O_2.
  $$P_{N_2} = 0{,}79 \text{ atm}; \quad P_{O_2} = 0{,}21 \text{ atm}$$
- $P_{CN} = 1{,}2506$ g/L (N_2)

Químicas. El N_2 en forma molecular es inactivo químicamente. Para combinarse debe disociarse la molécula en átomos, con elevado consumo de energía, empleado en la ruptura del enlace entre los dos átomos.

- Se combina con metales activos: IA, IIA y IIIA, tomando nitruros:
  $$N_2 + 3Mg \rightarrow N_2Mg_3$$
  $$N_2 + 2Al \rightarrow 2NAl$$
- La combinación con el O_2 es muy lenta a temperatura ambiente; por lo que se precisa una descarga eléctrica.
  $$N_2 + O_2 \xrightarrow{3500\ K} 2NO - 43{,}2 \text{ kcal}$$

Aplicaciones:

- Utilizado para producir atmósferas inertes.
- Antiguamente se usaba en la fabricación de lámparas incandescentes, evitando que los filamentos sufrieran alteraciones.
- La importancia principal del N_2 está en sus compuestos. El nitrógeno atmosférico puede fijarse en forma de amoníaco siendo el mismo o las sales amoniacales uno de los abonos indispensables para el buen desarrollo de las plantas; de ellas lo toman los animales.
  El amoníaco puede transformarse por oxidación en ácido nítrico, del que se obtienen nitratos, forma en la que el nitrógeno también es asimilable por las plantas. El ácido nítrico, se consume como productos químicos orgánicos, para la obtención de colorantes, explosivos y productos farmacéuticos.

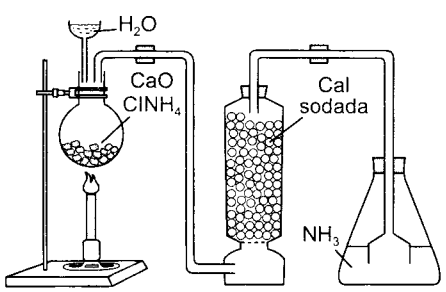
AMONIACO (NH_3)

Se halla en pequeña proporción en la atmósfera y como producto de la putrefacción de los materiales vegetales o animales.

Obtención

- **Método industrial:** síntesis de Haber–Bosch, consiste en hacer pasar una mezcla de H_2 y N_2 sobre un catalizador constituido de óxido de hierro a una temperatura alrededor de 500 °C y unas 1000 atm de presión. En estas condiciones se logra una conversión del 50%.
  $$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \xrightarrow{FeO} 2NH_3 + 22 \text{ kcal}$$
- En el laboratorio se obtiene el amoníaco haciendo reaccionar cal viva y cloruro amónico sólidos, sobre los que se deja caer agua gota a gota y calentando suavemente.

$$CaO + 2ClNH_4 \rightarrow Cl_2Ca + 2NH_3\uparrow + H_2O$$

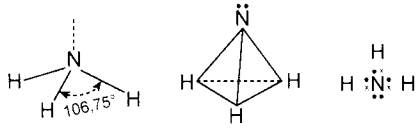


- En general haciendo reaccionar una base fuerte con cualquier sal amoniacal, se produce, desprendiendo vapores de amoníaco.

Propiedades

Físicas. El amoniaco es gaseoso a la temperatura ambiente, incoloro y de olor picante que irrita las mucosas y provoca lagrimeo.

- Se puede licuar por compresión, a la temperatura ordinaria. El amoniaco líquido actúa como disolvente, de forma análoga al agua, puede ser disolver sales. Es soluble al agua.
- La explicación a esto es que la molécula del NH_3 es de naturaleza polar.



- Al calentar NH_3 a presión ordinaria se descompone en sus componentes.

Químicas. El N actúa (EO = 3−) en el NH_3.

- El NH_3 arde en atmósfera de O_2 con llama amarilla, comportándose como reductor.

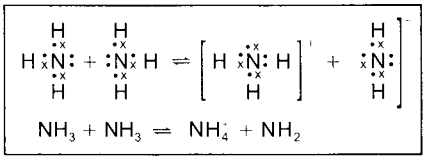
$$4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$$

$$2NH_{3(g)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow N_2 + 6HCl$$

- El $NH_{3(g)}$: reacciona con metales activos Al y Mg

$$2NH_{3(g)} + 3Mg \rightarrow N_2Mg_3 + 3H_2$$

- El $NH_{3(l)}$ se halla ionizado de modo análogo al H_2O, aunque en menor extensión.



- El sodio y los metales alcalinos reaccionan con el $NH_{3(l)}$ igual que con el agua, dando amidas.

$$2Na + 2NH_3 \rightarrow 2NaNH_2 + H_2$$

amida sódica

- La disolución acuosa del NH_3 tiene carácter básico débil.

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons \underline{NH_4^+} + OH^-$$

forma enlace covalente coordinado

- Producen sales amoniacales:

$$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \rightarrow NH_4Cl$$

$$2NH_4OH + H_2S \rightarrow (NH_4)_2S + 2H_2O$$

Todas las sales amónicas son sólidos blancos, cristalinos y, en su mayor parte, solubles en agua.

- El $ClNH_4$ y el NH_4NO_3 al disolverse producen enfriamiento.
- Las disoluciones de las sales amónicas experimentan hidrólisis.

Por acción del calor, se descomponen dando amoníaco.

- Otras sales amoniacales como el dicromato, al ser calentadas desprenden N_2:

$$Cr_2O_7(NH_4)_2 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$$

- El nitrato amónico produce óxido nitroso.

$$NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + 2H_2O$$

Es debido a la acción oxidante que los iones $Cr_2O_7^{=}$ y NO_3^-, ejercen sobre el NH_4 (análogo con el nitrito amónico).

Aplicaciones:

- Se emplean como fertilizantes.
- Se emplean grandes cantidades de sulfato y nitrato amónico como abonos y cloruro amónico para fundente en la soldadura eléctrica y para electrolito en las pilas secas.
- La solución de amoniaco se emplea como álcali (base) para neutralizar soluciones ácidas.
- Se usa en tintorería para eliminar la dureza temporal de las aguas.

$$Ca(HCO_3) + 2NH_3 \rightarrow (NH_4)_2CO_3 + CaCO_3\downarrow$$

- El amoniaco líquido se emplea como agente refrigerante en las instalaciones de fabricación de hielo.

Reconocimiento del amoniaco y el ión amonio

1. El amoniaco posee olor irritante característico.
2. La disolución de amoniaco o el amoniaco gaseoso azulean el papel del tornasol.
3. Las sales amónicas calentadas con NaOH desprenden NH_3 identificable por los dos métodos anteriores.

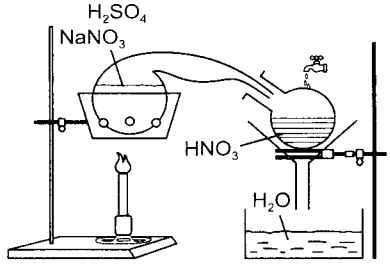
ÁCIDO NÍTRICO (HNO_3)

El ácido nítrico o *aqua fortis* (agua fuerte) no existe libre en la naturaleza, quizá en pequeñas cantidades en el atmósfera. Se encuentra en forma de nitratos; nitrato de sodio ($NaNO_3$).

Obtención

Calentando $NaNO_2$ con H_2SO_4 (conc) en retorta de vidrio en el laboratorio.

$$H_2SO_{4(conc)} + NaNO_3 \rightarrow HNaSO_4 + HNO_3\uparrow$$



El HNO_3 se desprende en forma de vapores que se condenan el enfriarlo.

Síntesis de Ostwald

Mediante la oxidación catálitica del amoniaco gaseoso por el oxígeno como catalizador se usa platino.
El proceso se realiza en fases continuas:

- $4NH_{3(g)} + 5O_2 \rightarrow 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$
- $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$
- $3NO_{2(g)} + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO\uparrow$

El óxido nítrico (NO) producido en la primera reacción se enfría y con el exceso de oxígeno se convierte en dióxido de nitrógeno. Este último al disolverse en el agua experimenta un proceso de auto oxidación–reducción transformándose en ácido nítrico y óxido nítrico.

Propiedades:

Físicas. El ácido puro es un líquido incoloro.

$P_{ebull.} = 83\ °C$ $\quad P_{solidif.} = -41{,}6\ °C$

$\rho = 1{,}50\ g/cm^3$

En contacto con el aire desprende humus. Es soluble en el agua en todas las proporciones y la disolución acuosa en el comercio al 68%. Por acción de la luz se descompone lentamente adquiriendo color pardo, por ello se conserva en frascos de vidrio oscuros (color topacio).

$$4HNO_3 \rightarrow 4NO_2 + 2H_2O + O_2$$

Químicas

- En disolución acuosa actúa como un ácido fuerte.

  $HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$

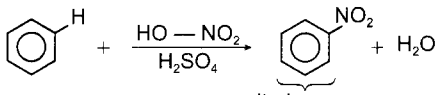
- Reacciona con óxidos, hidróxidos y sales:

  $2HNO_3 + CaO \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$

  $HNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + H_2O$

  $2HNO_3 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaNO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$

- Tiñe la piel de amarillo y en general a todos los materiales que contienen proteína (lana, seda natural). Es una reacción xantoproteica, debido a que se introduce radicales nitro ($^-NO_2$) a las proteínas y sustancias orgánicas.



nitrobenceno

- **Es un buen oxidante:** reduciéndose a óxidos de nitrógeno e incluyendo a amoniaco.
  El producto de la reducción obtenido depende de la concentración del ácido y del reductor empleado. Si el HNO_3 (conc) se obtiene principalmente NO_2 y si el HNO_3 (diluido) se obtiene NO.

- **Oxida** a los no metales a los ácidos oxácidos, correspondientes:

  $I_2 + 10HNO_3 \rightarrow 2HIO_3 + 10NO_2 + 4H_2O$

  $S + 6HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$

  $P + 5HNO_3 \rightarrow H_3PO_4 + 5NO_2 + H_2O$

- El HNO_3 (dil) con los metales forma nitratos y óxidos nítrico.

  $3Pb + 8HNO_3 \rightarrow 3Pb(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

  $3Ag + 4HNO_3 \rightarrow 3AgNO_3 + NO + 2H_2O$

  Si el HNO_3(conc):

  $4HNO_3 + Hg \rightarrow Hg(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_3O$

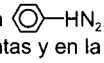
  $Zn + HNO_{3(ac)} \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_3 + 2H_2O$

  $\underbrace{Fe + HNO_{3(ac)}}_{\text{(d, L)}} \rightarrow Fe(NO_3)_2 + N_2 + H_2O$

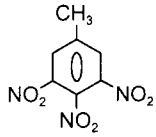
- Por acción del $HNO_{3(conc)}$, el Fe y el Al ser pasiva y ya no son atacados ni por el HNO_3 ni por otros ácidos.
- Una mezcla de (1 volumen de HNO_3) y (3 vol de HCl) se llama agua regia y disuelve al oro (Au).

  $6HCl + 2HNO_3 \rightarrow 3Cl_2 + 2NO + 4H_2O$

Aplicaciones:

1. Se emplea grandes cantidades de HNO_3 en la producción de abonos (nitratos):
   Nitrato de calcio: $(CaNO_3)_2$
   Nitrato de sodio: $NaNO_3$
   Nitrato de amonio: NH_4NO_3
2. Obtención de la anilina  , que se emplea en la fabricación de llantas y en la síntesis de colorantes (empleado en la industria textil)
3. Fabricación de pólvora negra: (KNO_3 + C + S)

   Pólvora negra $\xrightarrow{\text{explosión}}$ $SK_2 + NO_{2(g)} + O_{2(g)}$

4. 

   fabricación de TNT (trinitrotolueno) o trilita

ÁCIDO CLORHÍDRICO (HCl)

Propiedades:

Físicas. Es un gas incoloro:

- Temperatura de ebullición: −73 °C
- Temperatura de congelación: −112 °C
  Forman cristales incoloros
- D = 1,63 g/L (CN)
  muy soluble en agua (formando ácido muriático al 15%)

Químicas. En solución acuosa, es un ácido fuerte pero no ataca a los metales nobles (Au, Ag, Cu, Hg, Pt, etc., es tóxico y venenoso, produciendo quemaduras en la piel.

Usos industriales

1. En limpieza como bactericida o desinfectante.
2. En la industria siderúrgica, para el decapado de oxidantes de ser laminados y barnizados.

   $Fe_2O_{3(s)} + HCl_{(ac.)} \rightarrow FeCl_{3(ac.)} + H_2O$

3. Limpieza de equipos como calderas, en la industria petrolera eliminando el caliche.

   $CaCO_{3(s)} + HCl_{(ac.)} \rightarrow CO_{2(g)} + CaCl_2 + H_2O_{(l)}$

4. Para limpieza de la superficie, en cerámicas, porcelana, etc.
5. En soldadura para reducir los óxidos.

Obtención

- $NaCl_{(s)} + H_2SO_{4(ac.)} \rightarrow NaSO_{4(ac.)} + HCl_{(g)}$
- Por síntesis:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \xrightarrow{luz} 2HCl_{(g)}$$

VIDRIOS

Los vidrios son líquidos sobre enfriados, no cristalinos de composición variable.

Vidrios comunes

O blandos, se obtiene fundiendo sílice (arena) SiO; con sustancias básicas como carbonato a sodio Na_2CO_3 y carbonato de calcio ($CaCO_3$).

$$SiO_2 + Na_2CO_3 \rightarrow SiO_3Na_2 + CO_2\uparrow$$
$$SiO_2 + CaCO_3 \rightarrow SiO_3Ca + CO_2\uparrow$$

Se observan que suministran los óxidos metálicos Na_2O y CaO. El SiO_2, un óxido acídico, reacciona con los óxidos básicos y de sodio y calcio.

El vidrio común o blando no es adecuado para usos químicos; debido a la resistencia de calor.

El vidrio se colorea por adición de hierro y cromo (verde) y cobalto (azul).

Vidrios pyrex o kimax

Vidrios especiales resistentes al calor (a los cambios de temperatura) por tener pequeño coeficiente de dilatación. Este vidrio pyrex son fabricados con Al_2O_3 y B_2O_3.

El vidrio de sílice

Se obtiene calentando de sílice en un horno eléctrico a 1600 °C, se puede moldear y estirar en hilos, trabajándose como el vidrio corriente. El material tiene aspecto lechoso y es amorfo, posee un coeficiente de dilatación muy pequeño y con él se fabrican objetos que sometidos a cambios bruscos de temperatura, no experimentan rotura. Calentados al rojo se pueden introducir en agua fría sin romperse. Con este material se fabrican también lámparas de cuarzo con fines terapéuticos y tubos de rayos infrarrojos para calefacción.

El ácido fluorhídrico ataca a la sílice, propiedad que se utiliza para el grabado de vidrio.

$$4HF + SiO_2 \rightarrow SiF_4 + 2H_2O$$

Con los hidróxidos de sodio y potasio se disuelve aunque lentamente y forma "silicatos".

$$SiO_2 + 2NaOH \rightarrow SiO_3Na_2 + H_2O$$

Vidrio soluble

Se obtiene fundiendo silice con carbonato de sodio, se forma una mezcla compleja de silicatos de sodio.

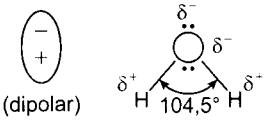
$$xSiO_{2(s)} + Na_2CO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} Na_2O \cdot xSiO_{2(s)} + CO_{2(g)}$$

AGUA (H_2O)

El agua es una sustancia común en nuestra vida. Hay agua donde quiera.

En la naturaleza se encuentra en tres estados; especialmente en forma líquida, cubre las 3/4 de la superficie terrestre. Su vapor se difunde en la atmósfera y es el disolvente universal, se encuentra también en las plantas y en los animales; ej.: el cuerpo humano contiene 65% en peso del agua; en las plantas la cantidad de agua es variable en un promedio de 90%.

Estructura



(dipolar)

$\mu_r = 1{,}84$ D

molécula polar

Propiedades

Físicas. Es un líquido incoloro, inodoro, insípido y transparente.

- Temperatura de ebullición: 100 °C
- Temperatura de fusión: 0 °C
- Densidad = 1 g/cm^3 (P = 1 atm; 4 °C)
- Calor específico = 1 cal/g°C
  (Es el de más alto valor comparado con cualquier líquido y sólido).
- Calor latente de fusión: 80 cal/g
- Calor latente de vaporización: 540 cal/g

Químicas:

- Es muy estable; debido a la reacción exotérmica.

$$\underbrace{2H_2 + O_2}_{\varepsilon_1} \rightarrow \underbrace{2H_2O}_{\varepsilon_2} + 684 \text{ kcal/mol}$$

$$\varepsilon_2 << \varepsilon_1$$

- Se disocia a temperaturas elevadas, con ayuda de catalizadores.

$$2H_2O_2 \xrightarrow[Pt]{1600\ ^\circ C} 2H_2 + O_2$$

$$2H_2O \xrightarrow[\text{alto voltaje}]{\text{corriente eléctrica}} 2H_2 + O_2$$

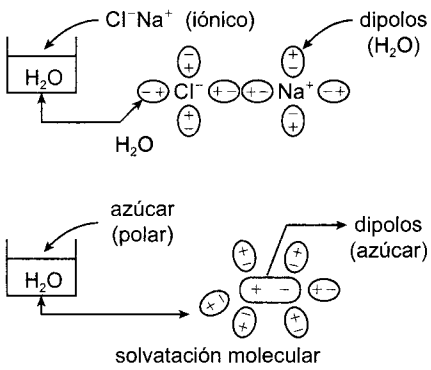
- Reacciona violentamente con los metales alcalinos:

$$Na + H_2O_{(l)} \rightarrow NaOH + \frac{1}{2}H_2 + \text{calor}$$

y lenta con alcalinos térreos:

$$Ca + 2H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

- Es un solvente universal (disuelve a las sustancias polares e iónicas) mediante los fenómenos de solvatación e hidratación.



Tipos de agua

Naturales. Se encuentra en la naturaleza y contienen sales disueltas:
(Na^+; Mg^{2+}; Ca^{2+}; Fe^{3+}; K^+; CO_3^{2-}; SO_4^{2-}; NO_3^-; NO_2^-; I^-; S^{2-}; HS^-; etc.), grasas disueltas (NH_3, CO_2, H_2S, etc.). Materia inorgánica (producto de la descomposición de plantas y animales).

Agua dura. Es aquel tipo de agua que contiene cantidades grandes en disolución iones calcio y magnesio (Ca^{2+}; Mg^{2+}).

- Una concentración > 200 ppm
  1 ppm = 1 parte por millón

$$1\ ppm = \frac{m_{sto.}(mg)}{V_{sol.}(L)}$$

- No cose las legumbres, ni disuelve el jabón.
- No se emplea como agua industrial en las industrias de procesos químicos; debido a que los iones Ca^{2+}; Mg^{2+} con el agua forman incrustaciones; depósito de cal (caliche, $CaCO_3$), nata jabonosa y un sólido insoluble. Las cuales deterioran los equipos como calderas, hornos, etc. y disminuyen la eficiencia del proceso.

Agua blanda. Es aquel tipo de agua al que se le ha eliminado los iones de Ca^{2+} y Mg^{2+} este tipo de agua es de uso industrial para los equipos de proceso.
La elíminación de los iones Ca^{2+} y Mg^{2+} se realiza por el proceso de intercambio iónico.
Estas contienen zeolitas que son minerales porosos que pueden cambiar iones Na^+ por iones Ca^{2+} que se encuentra en el agua. Debido a que todos los compuestos de sodio son solubles y no se forman depósitos nocivos como resultado de ión sodio.
La zeolita se regenera a su forma original lavándola con una fuerte solución de salmuera NaCl.
Los 2 procesos de ablandamiento y regeneración pueden representarse por esta reacción:

- **Ablandamiento:**

$$2Na^+\ (zeolita) + Ca^{2+}_{(ac.)} = 2Na^+_{(ac.)} + Ca^{2+}_{(zeolita)}$$

- **Regeneración:**

$$Ca^{2+}\ (zeolita) + Na^-Cl_{(ac.)} = Na\ (zeolita) + Ca^{2-}Cl_{2(ac.)}$$

El intercambio tiene iónico se utiliza para purificar medicamentos vitaminas y azúcar. Y el uso industrial más importante del intercambio iónico existe en ablandar aguas duras.
Agua pura (destilada). Se obtiene por destilación continua; en aparatos llamados (destiladores) que pueden ser de alambiques o vidrios.
Su principal aplicación es la industria químico farmaceúticas como agua para inyectables y a nivel de laboratorios.
Aguas minerales. Son aguas que tienen propiedades medicinales, por las sustancias disueltas en ellas; principalmente compuestas de Si, Se, Mg, Ca, Fe, ..., etc.
Aguas termales. Son aguas cuya temperatura, debido a sus sales, exceden a la de la temperatura ambiente; tienen propiedades medicinales (aguas minerales) ej.: los Baños del Inca.
Agua pesada (D_2O). Formada por oxigeno y deuterio (^2_1H) el óxido de deuterio se encuentra en el agua ordinaria en proporción de 1/6000.
Se puede separar del agua ordinaria por electrólisis.

- **Propiedades físicas** — **D_2O**

$\overline{M}$	20,027
Punto de congelación (°C)	3,8
Punto de ebullición (°C)	101,42
Densidad (g/mL a 20 °C)	1,106
Calor de fusión (kcal/mol)	1,52
Calor de vaporización (kcal/mol)	9,96

Tienen propiedades algo mayor que el agua natural. Lo que hace percibir que el enlace covalente entre O y D es un poco más polar que entre O y H esto causa el incremento observado en las fuerzas del enlace del hidrógeno.
El D_2O detiene el crecimiento de vegetales y es tóxico para los animales. El agua pesada se usa principalmente como moderador de neutrones en reactores nucleares, pilas atómicas, bombas atómicas.
Agua potable. Es agua destinada a la bebida, al consumo humano, que no tiene nada nocivo para la salud, porque se encuentra química y bacteriológicamente tratada según normas internacionales de sanidad; debe cumplir con ciertos requisitos:
Datos ser fresca, clara, sin olor, que no se descomponga. Debe ser aireada (contener oxígeno disuelto) con sabor agradable, ni salado ni dulce, debe disolver el jabón, cocer las legumbres, no debe contener gérmenes patógenos.

Proceso de potabilización

1. Recepción de las aguas del río.
2. Separación en tanque de almacenamiento (depósitos).
3. **Sedimentación.** Separación de partículas groseras (tamaños grandes) que por su mayor densidad se

va al fondo de los tanques de almacenamiento y las materias orgánicas de menor densidad que flotan en el agua.

4. **Floculación.** Se adicionan coagulantes producto químico como AlK $(SO_4)_2$; $FeSO_4$; $Fe(OH)_3$; $Al(OH)_3$; junto con cal; producen una alteración de tipo electrostáticos de las partículas coloidales en suspensión; de tal manera que se aglomeren formando partículas grandes para poder separar (llamadas floc).
5. **Filtración.** Los flóculos se separan por filtros de agua y pasan a otro proceso.
6. **Tratamiento bacteriológico.** Se eliminan las sustancias patógenas o gérmenes añadiendo sustancias bactericidas.
   Cloración (con la finalidad de purificar el agua).
   Cuando se añade cloro al agua, reacciona con las bacterias presentes y las destruye. Como resultado de estos, los fallecimientos por fiebre tifoidea, enfermedad causada por el bacilo típico que puede encontrarse en el agua, han desaparecido.
   Ozonización (utilizado como purificación), mata las bacterias y otros microorganismos que están en el agua.
   Fluoración. Actualmente se añaden en pequeña cantidad para prevenir las caries dentales, estas dosis deben ser controladas ya que en exceso es dañino ocasionando el mal denominado fluorosis.

◀ SIDERURGIA

HIERRO (Fe)

Es el más abundante de los metales con la única excepción del aluminio, habiéndose obtenido el metal ya en épocas prehistóricas. Aparte de pequeñas cantidades en estado nativo en los meteoritos, se halla en forma de óxidos, carbonatos y sulfuros.

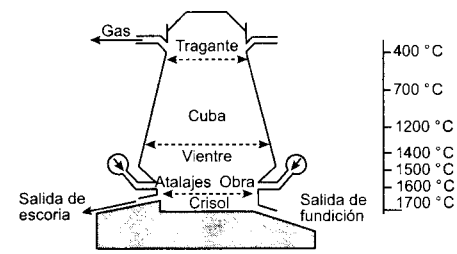
Las menas más explotadas son:

- **Magnetita** (Fe_3O_4): óxido ferroso férrico. Es el más puro.
- **Óxido férrico anhidro:** (Fe_2O_3) cuyos minerales son el Oligisto y la hematites roja.
  Limonita: óxido hidratado (Fe_2O_3, nH_2O).
- Carbonato ferroso o siderita ($FeCO_3$)
- **Pirita de hierro**. FeS_2 tostado previamente a 1500 °C.

Obtención del hierro

a. **Procesos metalúrgicos fundamentales.** El punto de partida en la metalurgia del hierro es su óxido, ya sea natural u obtenido por tostación o calcinación de la mena.
   Para transformar el óxido en metal utilizable se realizan dos procesos fundamentales.
   1. Reducción del óxido por el monóxido de carbono realizándose las operaciones en un alto horno en el cual se produce el arrabio o fundición que contiene impurezas.
   2. Afinado de la fundición en el que se eliminan las impurezas obteniéndose las diversas variedades industriales de hierro.

b. **Descripción del alto horno.** Sus partes son:
   1. **Tragante** o boca de carga, con aberturas laterales para salida de los gases.
   2. **Cuba,** que es de forma tronco–cónica.
   3. **Vientre,** parte cilíndrica.
   4. **Atalajes,** tronco de cono con la base menor hacia abajo, que se halla rodeado de planchas de acero enfriadas exteriormente por el agua.
   5. **Obra,** zona en la cual desembocan las **toberas**, conducciones por las que se inyecta aire caliente a presión.
   6. **Crisol,** es donde se recoge el hierro fundido y la escoria. Existen dos orificios, una superior para extracción de la escoria y otro inferior para la salida de la fundición.



c. **Transformación en el alto horno.** En el alto horno se introduce una mezcla de carbón de coque, mineral y carbonato cálcico que actúa de fundente.
   - Una corriente de aire ascendente produce la combustión del carbono:
     $$C + O_2 \rightarrow CO_2$$
   - El CO_2 se reduce mediante el coque al rojo:
     $$C + CO_2 = 2CO$$
   - El monóxido de carbono actúa de reductor de los óxidos de hierro
     $$CO + Fe_2O_3 \rightarrow CO_3 + 2FeO$$
     $$CO + FeO = CO_2 + Fe$$
     El hierro fundido gotea en el crisol.

La eliminación de la ganga silícea del mineral de hierro se realiza mediante la formación de una escoria de silicato cálcico mediante las reacciones.

$$\underset{\text{fundente}}{CO_3Ca} \xrightarrow{\Delta} CO_{2(g)} + CaO_{(s)}$$

$$\underset{\text{ganga}}{SiO_2} + CaO_{(s)} \rightarrow \underset{\text{escoria}}{SiO_3Ca_{(l)}}$$

Si la ganga fuese caliza, se emplearía como fundente arcilla.

La escoria fundida cae al crisol donde, por su menor densidad, flota sobre el hierro fundido.

Fundiciones. Es el producto obtenido del alto horno.

- **Cementita (CFe_3).** Temperatura 1300 °C en los atalejes. El carbono se halla disuelto en el hierro for-

mando el carburo de hierro, se obtiene la fundición blanca.

Las fundiciones blancas son densas ($\rho = 7{,}5$ g/cm^3) y no son aptas para el moldeo, por experimentar fusión pastosa y son duras. Se destinan para la obtención de aceros.

- **Fundición gris.** Cuando la temperatura en los atalajes = 1500 °C, el carbono se halla parcialmente en forma de grafito.

  La fundición gris, es menor densa ($\rho = 7$ g/cm^3) funde (1200 °C) dando un líquido fluido (1250 °C) que pueda moldearse fácilmente.

Afinado de la fundación: hierro dulce y aceros.

Composición:

C: 3 – 5%	S: 0,01 – 1%
Si: 0,5 – 4%	P: 0,1 – 2%
Mn: 0,5 – 3%	

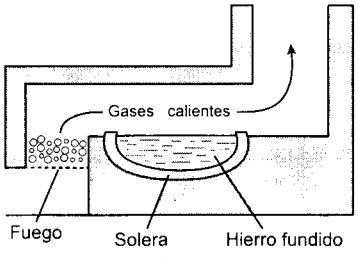
El objeto de afinado es principalmente el conseguir eliminar el carbono (descarburación).

En el afinado se eliminan también, total o parcialmente, los otros elementos extraños.

- **Los aceros.** Se obtienen cuando la proporción de carbono se encuentran $\leq 1{,}5\%$ C.
- **Hierro comercial.** Proporción inferior al 0,5% C.

Los procedimientos de afinado son tres:

a. **Pudelado.** Se eliminan las impurezas del C, se colocan los lingotes de fundición en la solera de un horno de reverbero, las llamas reflejadas desde el techo y las paredes laterales sobre el hierro fundido oxidan sus impurezas. A medida que estas se eliminan, el hierro adquiere consistencia pastosa, debiendo removerse con ganchos, operación que se llama Pudelar y que se realiza manualmente; se extrae finalmente el hierro con los ganchos, golpeándole mediante un martillo hidráulico para expulsar las escorias. El procedimiento ha perdido importancia ante el método Bessemer.



Horno de reverbero

b. **Procedimiento Bessemer.** Se fundamenta en la oxidación de las impurezas haciendo burbujear aire caliente en el hierro fundido. El calor desprendido en las reacciones mantiene el metal fundido.

La operación se realiza en aparatos llamados convertidores suele durar unos 20 minutos, regulándose su duración por observación de la coloración de las llamas que salen por la boca del convertidor.

Se añade a la fundación a afinar algo de aleación de ferromanganeso, la presencia de la cual permite la oxidación de casi todo el carbono sin que el hierro se oxide.

La rapidez del proceso impide que se obtengan aceros finos.

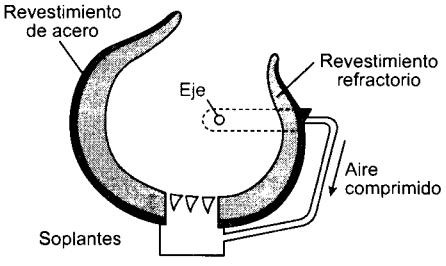
c. **Procedimiento de Siemens-Martin.** La oxidación de las impurezas se realiza en un horno abierto, en el que la calefacción se realiza mediante el calor producido en la combustión del gas pobre ($CO + N_2$) con exceso del aire.

En la solera del horno se coloca la fundición mezclada con óxido férrico y chatarra de hierro (que se halla oxidada) y un fundente.

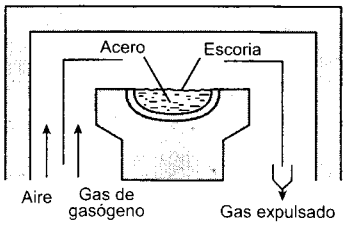
La oxidación de las impurezas se realiza mediante el oxígeno de óxido férrico del mineral o de la chatarra. El fundente forma una escoria que flota sobre la masa fundida y la protege de la oxidación.

La operación es más lenta que el Bessemer pero puede regularse mejor y el producto obtenido es más uniforme. Se obtienen de 100-200 toneladas cada 10 h.

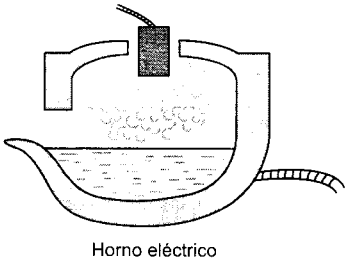
Los hornos eléctricos se aplican en manufacturas de acero, con el mismo fundamento del procedimiento de Siemens-Martin. Aventajando a este en las elevadas temperaturas que pueden alcanzarse y en la rapidez del proceso.



Convertido Bessemer



Horno abierto Siemens-Martin



Horno eléctrico

Aceros Especiales

La industria precisa materiales de elevada dureza, resistencia al choque, a la tracción, etc.
Se precisa mejorar en las cualidades mecánicas de los aceros mediante su aleación con otros elementos.
Suelen alearse con 15% de wolframio; 4% de Cr; 1% de vanadio.

Ejemplos:

- **Acero para la construcción.** Vigas de puentes; chasis, autos, 3% de Ni, 1% de Cr y pequeñas cantidades de Mn y V.
- **Acero para rieles.** Construcción de rieles: 10% de Mn.
- **Acero inoxidable.** Utensilios domésticos: 12% de Cr.

Propiedades físicas: Aceros
Hierro puro: Blanco grisáceo

$$\rho = 7{,}9\ g/cm^3$$

- Temperatura fusión: 1527 °C
- Conductor del calor y la electricidad.
- Se imanta en el campo magnético, usando la imantación al cesar la acción inductora.

Los aceros son sólidos grisáceos.

- Temperatura fusión: 1420 °C; dependiendo de su contenido en carbono.
- Se imantan en el campo magnético, conservando el magnetismo aunque cese la acción inductora.
- Las propiedades mecánicas de los aceros dependen del contenido en carbono y también de la velocidad de enfriamiento o tratamiento térmico que reciben.

Clases de aceros

Aceros extradulces	0,15% C
Aceros dulces	0,15 – 0,25% C
Aceros duros	0,45 – 0,6% C
Aceros extraduros	0,7% C

Para ver su propiedad de elasticidad del acero, ductibilidad y maleabilidad debe enfriarse lentamente.

Templado. El acero se calienta a elevada temperatura y se enfría bruscamente introduciendo en el agua o aceite u otro líquido frío; modificándose sus principales mecánicas.
Mediante el templado aumenta la resistencia a la ruptura, la dureza y la elasticidad, a la vez el acero se vuelve frágil y por ello no sería utilizable en muchos casos.

Recocido. Con la finalidad de perder la dureza del acero, se calienta este hasta una temperatura inferior a la que calentó antes del templado; con ella se disminuye la fragilidad.

Propiedades químicas del hierro
El hierro arde en presencia del origen puro:

$$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$$

Experimenta el fenómeno de:

- **Corrosión:** El Fe en presencia de agua (aire húmedo) y a 700 °C se descompone al vapor de agua.

$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 2H_2$$

- Formación del sulfuro calentando al rojo vivo.

$$S + Fe \rightarrow SFe$$

- El Fe ataca a los ácidos diluidos no oxidantes, desplazando el hidrógeno y formando sales ferrosas.

$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$$

$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$$

- El ácido nítrico y sulfúrico concentrados en frío no atacan al hierro, pudiendo guardarse en recipientes construidos en dicho metal pero en caliente si lo ataca.

$$2Fe + 6H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + 3SO_2 + 6H_2O$$

$$Fe + 4HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + 2H_2O$$

◀ HALÓGENOS

F, Cl, Br, I

Denominados engendradores de sales al combinarse con los metales forman sales haloideas.

	F	Cl	Br	I
Estado físico	gas	gas	líquido	sólido
Color	amarillo pálido	amarillo verduzco	rojo pardo	gris negruzco
Temp. fusión	−223 °C	−102 °C	−7,8 °C	114 °C
Temp. ebullición	−187 °C	−33,6 °C	59 °C	184 °C

Flúor (F)

Se encuentra combinado en la naturaleza ejemplo: fluorina o espato flúor, fluoruro de calcio ($CaFe_2$).

$$H_2SO_4 + CaF_2 = CaSO_4 + 2F_2 + H_2$$

- Color amarillo pálido y de olor irritante.
- Es el elemento que posee mayor energía química.
- Se combina con el H en la oscuridad, a una baja temperatura con explosión.
- Oxidante poderoso.
- Como propelente de los cohetes espaciales. La tetrafluoruro de hidrazina (F_4N_2) así como el óxido de flúor (F_2O_3).
- El F se combina con el xenón (gas noble) F_2Xe, F_4Xe, F_6Xe.
- La mezcla: flúor (80%) y oxígeno (20%) compuesto soluble en el jugo celular humano y provoca en nuestro organismo una anestesia profunda e inocua; por lo que se utiliza como anestésico total y seguro.
- Fluoruro de sodio se agrega al agua potable para reducir la caída de los dientes en los niños.
- Y en las pastas dentífricas (SnF_2).

Cloro (Cl)

No se encuentra libre en la naturaleza, debido a su gran energía química, abunda combinado, tomando cloruros:

Ejemplos:

- Cloruro sódico: (ClNa)
  Sal marina
  Sal gema
- **Carnalita:** cloruro potásico con cloruro magnético.

$$KCl - Cl_2Mg + 6H_2O$$

Obtención. Electrólisis del cloruro sódico (fundido)
Procedimiento de Deacon:

$$HCl + O_2 + \underbrace{4ClCu} \rightleftharpoons 2H_2O + 4Cl_2Cu$$

Deacon

Luego: $2CuCl_2 \xrightarrow{\text{calor}} Cl_2 + 2ClCu$

Propiedades:

A. Físicas:

- Es un gas verde amarillento de olor sofocante que provoca la tos y respirado en cantidad algo considerable produce la hemoptisis y la muerte.
- El gas es soluble en agua, obteniéndose (agua en cloro).

B. Químicas:

- Se combinan con otros elementos con explosión liberando gran cantidad de calor.
- El cloro arde en atmósfera de H_2.
- Propiedades decolorantes, oxidantes y desinfectantes.

Su aplicación:

- Es en el blanqueo de las fibras textiles, como lejía y en la fabricación de cloruro de calcio.
- Como bactericida en el tratamiento del agua.

Bromo (Br)

Se encuentra combinado, formando bromuros sódicos y magnésicos.

- De olor repugnante, que atacan los órganos respiratorios.
- Líquido de color rojo pardo oscuro, muy denso.
- A temperatura ordinaria desprende vapores de color rojo parduzco.
- Es un agente decolorante y oxidante indirecto.
- Se diferencia del cloro ya que no se combina con el hidrógeno.
- Es muy corrosivo y volátil.
- Se obtiene algo de bromo de los bromuros que hay en los pozos salinos y lagos salados.

$$MgBr_{2(ac.)} + Cl_{2(g)} \rightarrow MgCl_{2(ac.)} + Br_{2(l)}$$

- Se usa en la preparación del dibromoetileno: $C_2H_4Br_2$. El dibromoetileno se usa con el plomo tetraetilo $Pb(C_2H_5)_4$ y el plomotetrametilo: $Pb(CH_3)_4$ llamado etilo fluido, aditivos que se encuentran en la mayoría de las gasolinas.
- En la preparación del bromuro de plata AgBr, componentes sensibles a la luz de las placas y películas fotográficas.

Yodo (I)

El Yodo se presenta en cristales negros, con brillo metálico, cuya presión de vapor es relativamente elevada, por lo que da fácilmente un vapor violeta; su actividad química es moderada.

- El 90% del yodo se obtienen de la salmuera que brota con el petróleo en los campos petroleros (contenidos de NaI y MgI_2). El cloro se hace burbujear en la salmuera donde desplaza el yodo.

$$MgI_{2(ac.)} + Cl_{2(g)} \rightarrow MgCl_{2(ac.)} + I_{2(s)}$$

- El yodo se usa principalmente en la preparación del antiséptico tintura de yodo solución al 2% de I_2, en etanol, con una pequeña cantidad de yoduro de sodio.
- El yodo componente importante de las glándulas tiroides. Esta segrega la tiroxina que contiene 65% de yodo.

Cuando la glándula tiroides recibe insuficiente yodo se produce el bocio que es una hipertrofia de esta glándula, para componer esta deficiencia de yodo debe agregarse al agua potable a un 0,02% de yoduro de sodio; aproximadamente a la sal de cocina, para producir la sal yodada.

◀ QUÍMICA APLICADA

Los Superconductores

Los conductores normales presentan pérdidas cuando circulan corrientes en su interior, esto se debe a que la resistencia que poseen al paso de una corriente eléctrica, transforma parte de la energía eléctrica en energía térmica. Sin embargo, algunos materiales se comportan de forma extraña a muy bajas temperaturas. Estos materiales, denominados superconductores, cuando son sometidos a una temperatura mayor que una cierta temperatura crítica (diferente para cada material) presentan alta resistencia, por lo general mucho mayor que un conductor normal y de esta manera decimos que el material se encuentra en su estado normal.

Por el contrario, por debajo de la temperatura critica presentan un fenómeno en el cual la resistencia eléctrica disminuye rápidamente hasta llegar a cero, decimos entonces que el material se encuentra en su estado superconductor. Otra de las propiedades que caracteriza a estos materiales es la expulsión de campo magnético en el estado superconducción conocida más comúnmente como el efecto Meissner. Esta última es la propiedad esencial del estado superconductor.

Cuando el material pasa del estado normal al estado superconductor, el cambio en la resistividad puede ser muy abrupto y se produce lo que en física se denomina cambio de fase. Si miramos el material a una temperatura mayor que la crítica, encontraremos propiedades marcadamente distintas a las que veremos a temperaturas menores que la crítica.

Fundamentalmente hay dos razones por las que estos materiales despiertan tanto interés. La primera es de índole económica. Para hacer uso de las propiedades superconductoras de un material hay que enfriarlo por

debajo de una temperatura crítica, cuanto más baja sea la temperatura a la que se deba trabajar, mayores serán los costos de refrigeración. Si para alcanzar el estado de superconductividad debe operarse a temperaturas inferiores a los 20 K, es necesario emplear helio líquido. A temperaturas más altas se puede trabajar con hidrógeno, pero por encima de 80 K se puede usar aire líquido, uno de los materiales refrigerantes más baratos que existen. Cuando se superen ciertos inconvenientes de carácter técnico, los nuevos superconductores se podrán emplear a escala industrial sin mayores costos de refrigeración.

Pero hay una segunda razón por la que los físicos están interesados en estos materiales. Hoy, después de algo más de un año de trabajo, hay una generalizada convicción de que se está frente a un nuevo fenómeno físico. La teoría que consiguió explicar el comportamiento de lo que podemos llamar superconductividad convencional, (no puede hacerlo propio con la superconductividad a temperaturas tan altas. Los mecanismos que dan origen a la superconductividad en estos nuevos materiales son probablemente distintos a los conocidos. Si esto es así, los físicos se encuentran frente a un gran desafío: comprender y explicar a qué se debe la superconductividad de alta temperatura crítica.

La aplicación más importante por el momento es la producción de campos magnéticos, que se emplean, principalmente, en los laboratorios de física con fines de investigación en el campo de la física, también se utilizan electroimanes superconductores para generar campos magnéticos altamente estables, útiles en los estudios de la resonancia magnética nuclear y la microscopia electrónica de alta resolución. También son utilizados en las cámaras de burbujas que sirven para la detección de partículas y que requieren campos magnéticos muy intensos.

Plasma

Es un estado de la materia, generalmente gaseoso, en el que algunos o todos los átomos o moléculas están disociados en forma de iones. Los plasmas están constituidos por una mezcla de partículas neutras, iones positivos (átomos o moléculas que han perdido uno o más electrones) y electrones negativos. Un plasma es conductor de la electricidad, pero cuando su volumen supera la llamada longitud de Debye presenta un comportamiento eléctricamente neutro. A escala microscópica, que corresponde a dimensiones inferiores a la longitud de Debye, las partículas de un plasma no presentan un comportamiento colectivo, sino que reaccionan individualmente a perturbaciones como por ejemplo un campo eléctrico.

En la Tierra, los plasmas no suelen existir en la naturaleza, salvo en los relámpagos, que son trayectorias estrechas a lo largo de las cuales las moléculas de aire están ionizadas aproximadamente en un 20 % y en algunas zonas de las llamas. Los electrones libres de un metal también pueden ser considerados como un plasma. La mayor parte del Universo está formado por materia en estado plasma. La ionización está causada por las elevadas temperaturas, como ocurre en el Sol y las demás estrellas, o por la radiación, como sucede en los gases interestelares o en las capas superiores de la atmósfera, donde produce el fenómeno denominado aurora.

Los plasmas pueden crearse aplicando un campo eléctrico a un gas a baja presión, como en los tubos fluorescentes o de neón. También puede crearse un plasma calentando un gas neutro hasta temperaturas muy altas. En general, las temperaturas son demasiado altas para aplicarlas externamente, por lo que se calienta el gas internamente inyectando en él, iones o electrones de alta velocidad que pueden colisionar con las partículas de gas y aumentar su energía térmica. Los electrones del gas también pueden ser acelerados por campos eléctricos externos. Los iones procedentes de estos plasmas se emplean en la industria de semiconductores para grabar superficies y producir otras alteraciones en las propiedades de los materiales.

En los plasmas muy calientes, las partículas adquieren suficiente energía como para producir reacciones nucleares al colisionar entre sí. Estas reacciones de fusión son la fuente de calor en el núcleo del Sol, y los científicos intentan crear en los laboratorios plasmas artificiales donde las reacciones de fusión puedan producir energía para generar electricidad.

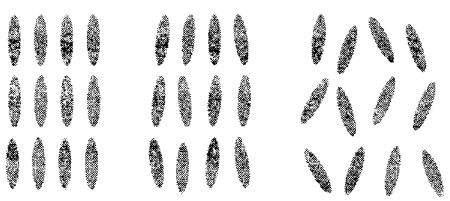
Cristales líquidos

Los materiales de cristal líquido tienen generalmente varias características comunes. Entre estas están la estructura molecular, la rigidez del eje largo, los fuertes dipolos y los sustitutos del dipolo y/o fácilmente polarizable.

La característica que distingue del estado cristalino líquido es la tendencia de las moléculas (mesogens) de apuntar a lo largo de un eje común, llamado el director. Esto está en contraste a las moléculas en la fase líquida, que no tienen ningún orden intrínseco.

En el de estado sólido, las moléculas están fuertemente ligadas y tienen poca libertad de translación. El orden de característica orientacional del estado cristalino líquido está entre el sólido tradicional y las fases líquidas y esta es el origen del estado mesogenic, usado como sinónimo con el estado cristalino líquido. Se puede observar la alineación media de las moléculas para cada fase en el diagrama siguiente:

Cristales líquidos

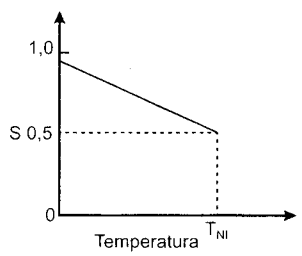


A veces es difícil determinar si un material está en un estado cristalino o de cristal del líquido. Los materiales cristalinos demuestran un orden periódico de rango largo en tres dimensiones. Por definición, un líquido isotrópico no tiene ninguna orden orientacional. Las sustancias que no están ordenadas como un sólido, con todo tienen cierto grado de la alineación correcta se llaman cristales líquidos.

Para cuantificar cuánto orden está presente en un material, se define un parámetro de orden (S). Tradicionalmente, se da el parámetro de orden viene dado por:

$$S = (1/2)\,(3\cos^2\theta - 1)$$

donde (θ) es el ángulo entre el eje director y el eje largo de cada molécula. Los corchetes denotan un promedio sobre las moléculas en la muestra. En un líquido isotrópico, el promedio de los términos del coseno es cero y, por lo tanto, el parámetro del orden es igual a cero. Para un cristal perfecto, el parámetro del orden evaluado es 1. Los valores típicos para el parámetro de orden del rango de un cristal líquido son entre 0,3 y 0,9, con el valor exacto función de la temperatura, como resultado del movimiento molecular cinético. Esto se ilustra abajo para un material de cristal líquido nemático



La tendencia de las moléculas del cristal líquido a alinearse a lo largo del director conduce a una condición conocida como anisotropía. Este término significa que las características de un material dependen de la dirección en la cual se miden. Por ejemplo, es más fácil cortar un pedazo de madera a lo largo de la vela que transversalmente. La naturaleza anisotrópica de los cristales líquidos es responsable de las características ópticas únicas explotadas por los científicos y los ingenieros en aplicaciones.

Polímeros

Del griego poli (muchos) y meros (partes). Es una gran molécula construida ya sea por un par de átomos (monómeros) o hasta cientos de átomos en forma lineal, ramificada interconectadas tridimensionalmente.

Los polímeros se clasifican en:

- Naturales (biopolímeros)
- Sintéticos

Los polímeros naturales como lo dice su nombre, los obtenemos de la naturaleza, muchos de ellos son esenciales en la vida. Un gran ejemplo son el ADN y ARN, los cuales tienen una estructura polimérica basada en unidades de azúcares.

Las proteínas y las enzimas también son polímeros naturales los cuales han inspirado a la creación de nuevos polímeros, pero estos en forma sintética.

Los polímeros sintéticos, denominados plásticos y cauchos, compiten con los polímeros naturales ya que la mayoría de ellos tratan de igualar a un polímero natural, solo con la diferencia que estos tienen como base de producción a la industria petroquímica, la cual ayuda a la transformación de los monómeros.

La mayoría de los polímeros que el hombre utiliza son los polímeros sintéticos, pero también esto tiene una gran desventaja ya que no son biodegradables y se obtienen de una fuente no renovable, como lo es petróleo. En la actualidad se está trabajando cada vez más en la investigación y desarrollo de la tecnología de los polímeros, ya que nos ha ayudado en la creación de materiales de construcción resistentes a todo tipo de cambios. Los polímeros sintéticos han reemplazado a muchos materiales inorgánicos y han creado nuevos usos y aplicaciones en la vida diaria. Los polímeros clásicos como el polietileno, polipropileno, poliestireno entre otros son muy buenos dieléctricos y sus aplicaciones han sido muy representativos como aislantes. Sin embargo, diseñar moléculas orgánicas que tengan conductividad eléctrica, tales como polímeros conductores, cuyas propiedades y características han hecho posible la obtención de materiales avanzados con usos innovadores.

Celdas de combustión

Una celda de combustible genera electricidad y calor a partir de la combinación electroquímica de hidrógeno y oxígeno sin necesitar, durante el proceso, de ninguna clase de combustión. Además de la generación de energía en forma de electricidad y calor las celdas de combustible, a modo de subproducto, generan agua con un 100% de pureza.

La fabricación de la primera celda de combustible data del año 1839 y fue creada por Sir William Grove, quien fue un honorable juez de Gales y un gran científico. Pero no fue sino hasta 1960 cuando hubo un verdadero interés en estas celdas como generadores prácticos. Fue ahí cuando el programa espacial de Estados Unidos las empleó en vez de utilizar energía solar o la peligrosa energía proveniente de un generador nuclear. De este modo fueron provistas de electricidad las famosas naves americanas Gemini y Apolo.

Dichas celdas se componen de dos electrodos que se encuentran separados por medio de un electrolito. La generación de electricidad se produce a través de un proceso que comienza cuando el oxígeno pasa por uno de los electrodos y el hidrógeno pasa por el otro. Durante este paso, el hidrógeno se disocia en electrones y protones; los electrones son canalizados por un circuito aparte, lo que resulta en la energía generada. Como resultado final de todo este proceso, es que se produce la corriente eléctrica, el calor y también el agua pura.

Si bien una sola celda de combustible no produce grandes cantidades de corriente eléctrica, es posible apilarlas en varias capas y así obtener un monto eléctrico mayor.
Los usos que se le dan a las celdas de combustible son varios y guardan relación con la generación de electricidad en automóviles de última generación, así como también en turbinas a gas.

Nanotecnología

La palabra nanotecnología es usada extensivamente para definir las ciencias y técnicas que se aplican a un nivel de nanoescala, esto es unas medidas extremadamente pequeñas nanos que permiten trabajar y manipular las estructuras moleculares y sus átomos. En síntesis nos llevaría a la posibilidad de fabricar materiales y máquinas a partir del reordenamiento de átomos y moléculas. El desarrollo de esta disciplina se produce a partir de las propuestas a Richard Feynman.
La nanotecnología es el estudio, diseño, creación, síntesis, manipulación y aplicación de materiales, aparatos y sistemas funcionales a través del control de la materia a nano escala, y la explotación de fenómenos y propiedades de la materia a nano escala.
Cuando se manipula la materia a la escala tan minúscula de átomos y moléculas, demuestra fenómenos y propiedades totalmente nuevas. Por lo tanto, científicos utilizan la nanotecnología para crear materiales, aparatos y sistemas novedosos y poco costosos con propiedades únicas.
Nos interesa, más que su concepto, lo que representa potencialmente dentro del conjunto de investigaciones y aplicaciones actuales cuyo propósito es crear nuevas estructuras y productos que tendrían un gran impacto en la industria, la medicina (nanomedicina), etc.
Estas nuevas estructuras con precisión atómica, tales como nanotubos de carbón o pequeños instrumentos para el interior del cuerpo humano pueden introducirnos en una nueva era, tal como señala Charles Vest (expresidente del MIT). Los avances nanotecnológicos protagonizarían de esta forma la sociedad del conocimiento con multitud de desarrollos con una gran repercusión en su instrumentación empresarial y social.
La nanociencia está unida en gran medida desde la década de los 80 con Drexler y sus aportaciones a la nanotecnología molecular, esto es, la construcción de nanomáquinas hechas de átomos y que son capaces de construir ellas mismas otros componentes moleculares. Desde entonces Eric Drexler se le considera uno de los mayores visionarios sobre este tema. Ya en 1986, en su libro *Engines of creation* introdujo las promesas y peligros de la manipulación molecular. Actualmente preside el Foresight Institute.
El padre de la nanociencia, es considerado Richard Feynman, premio Nobel de Física, quien en 1959 propuso fabricar productos en base a un reordenamiento de átomos y moléculas. En 1959, el gran físico escribió un artículo que analizaba cómo los ordenadores trabajando con átomos individuales podrían consumir poquísima energía y conseguir velocidades asombrosas.
Existe un gran consenso en que la nanotecnología nos llevará a una segunda revolución industrial en el siglo XXI tal como anunció hace unos años. Charles Vest (expresidente del MIT).

Biotecnología

La biotecnología es una actividad multidisciplinaria, que se sustenta en el conocimiento de frontera o punta generado por disciplinas modernas (biología molecular, bioquímica, bioingeniería, biología vegetal, microbiología, etc.) y cuyo objetivo es la utilización de este conocimiento para el desarrollo de tecnología limpia, que sea técnica y económicamente competitiva, que permita, mediante el uso racional de los sistemas y organismos vivos, sus productos o partes, la solución de problemas socioeconómicos relevantes (agropecuarios, salud, contaminación ambiental e industrial, etc.).

Diversas tendencias de la biotecnología

1. Las tendencias generales en el sector agropecuario se orientan en la actualidad hacia los siguientes aspectos:
   - Obtener plantas transgénicas resistentes a plagas (virus, bacterias, hongos, insectos y herbicidas), resistentes a factores abióticos (sequía, salinidad, calor, metales pesados, etc.); y con características mejoradas y/o nuevas (mayor contenido de proteína, almidón, aceite, etc. y modificación del contenido de aceite, madurez retardada, etc.).
   - Obtener mapas genómicos de cultivos principales con el propósito de hacer más eficiente y rápido el fitomejoramiento tradicional.
     Reemplazo de agroquímicos por productos de origen biológico (biofertilizantes, bioinsecticidas, bioherbicidas, control biológico de plagas, biopesticidas, etc.).
2. Las tendencias en el subsector agrícola se orientan hacia:
   - El incremento en el rendimiento, la productividad y la calidad de los productos agrícolas (control del crecimiento y del desarrollo de las plantas), desarrollo de cultivares con rendimientos incrementados y desarrollo de cultivares con mayor calidad nutricional o con mayor valor agregado, como el mejoramiento de oleaginosas.
   - Disminución en el tiempo y costo de programas de fitomejoramiento (cultivo de tejidos o micropropagación in vitro, fitomejoramiento dirigido y no al azar).
   - Biopesticidas y control biológico, como la utilización de feromonas en el manejo de plagas de

insectos utilización de hormonas juveniles para evitar la maduración de larvas, uso de bacterias, uso de patógenos naturales.

3. Las tendencias en el subsector pecuario se dirigen hacia el incremento en la productividad y calidad de carne y leche (uso de hormonas), la producción de elementos de alto valor agregado en animales transgénicos (antibióticos, vitaminas y enzimas) y la producción de nuevas vacunas e inmunización intracelular.
4. En el sector salud las tendencias se orientan hacia la producción de proteínas de interés terapéutico (insulina, interferones, etc.); el desarrollo y producción de vacunas nuevas; el desarrollo y producción de sistemas de diagnóstico; el diseño, producción y métodos de administración de fármacos, y la biología molecular del genoma humano y medicina molecular.
5. Las tendencias en el tratamiento de la contaminación ambiental van orientadas hacia tratamiento de aguas residuales (aerobio y anaerobio), biorremediación, y tratamiento de sólidos y gases.

   Estas ventajas comparativas se pueden resumir en lo ya expuesto más arriba: alta diversidad de especies y recursos genéticos y gran bagaje de conocimientos sobre las propiedades de las especies.

   La altísima diversidad de especies de flora, fauna y microorganismos ponen al país en una situación expectante para utilizarlas en el desarrollo. Estas ventajas se refieren especialmente a lo siguiente:

   - Miles de especies de plantas y animales conocidas por sus propiedades alimenticias, medicinales, colorantes, cosméticas, fibras, tóxicas, pesticidas, ornamentales, industriales, etc.
   - Cerca de 1409 especies de plantas conocidas por sus propiedades medicamentosas.
   - Varias centenas de plantas conocidas por sus propiedades como colorantes, cosméticas (tintes) y pesticidas. La investigación y el uso industrial de los productos puede ser una fuente interesante de nuevas actividades productivas.
   - Cerca de 128 especies de plantas nativas domesticadas con miles de variedades y un gran número de especies silvestres relacionadas con ellas. Este material genético es de gran importancia por la obtención de nuevas variedades y dar mayor capacidad de resistencia a pestes y plagas.

Corrosión

Es el ataque destructivo de un metal por reacción química o electroquímica con su medio ambiente.

Nótese que hay otras clases de daños, como los causados por medios físicos. Ellos no son considerados plenamente corrosión, sino erosión o desgaste. Existen, además, algunos casos en los que el ataque químico va acompañado de daños físicos y entonces se presenta una corrosión erosiva, desgaste corrosivo o corrosión por fricción.

Aun así, la corrosión es un proceso natural, en el cual se produce una transformación del elemento metálico a un compuesto más estable, que es un óxido.

Observemos que la definición que hemos indicado no incluye a los materiales no metálicos. Otros materiales, como el plástico o la madera no sufren corrosión; pueden agrietarse, degradarse, romperse, pero no corroerse.

Generalmente se usa el término oxidación o aherrumbramiento para indicar la corrosión del hierro y de aleaciones en las que este se presenta como el metal base, que es una de las más comunes.

Es importante distinguir dos clases de corrosión: la corrosión seca y la corrosión húmeda. La corrosión se llama seca cuando el ataque se produce por reacción química, sin intervención de corriente eléctrica y se llama húmeda cuando es de naturaleza electroquímica, es decir, que se caracteriza por la aparición de una corriente eléctrica dentro del medio corrosivo. A grandes rasgos la corrosión química se produce cuando un material se disuelve en un medio líquido corrosivo hasta que dicho material se consuma o, se sature el líquido. La corrosión electroquímica se produce cuando al poner ciertos metales con alto número de electrones de valencia, con otros metales, estos tienden a captar dichos electrones libres produciendo corrosión.

Como se dijo en la definición de la corrosión, está presente solamente en metales. Por lo mismo, una de las mayores problemáticas es que la corrosión afecte principalmente a esta clase de elementos. Ello implica muchos tipos de problemas, de los cuales la mayoría son bastante serios.

Aun así, mencionemos que este proceso en sus variadas formas (dentro de las cuales se puede presentar) va produciendo un deterioro considerable en las clases de metales que afecta, los cuales con el tiempo, si no son tratados, inducen a su completa destrucción, lo cual implica también enormes pérdidas económicas y de producción.

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

I. El esmog se produce por acción de la luz sobre los gases de escape de los automóviles.
II. La acción de la luz sobre el NO formado en los cilindros de los motores de combustión interna general es el NO_2.
III. El ozono es un componente del esmog fotoquímico.

Resolución:

De las proposiciones:

I. Verdadero
Debido a las altas temperaturas en el cilindro de los automóviles se produce la reacción:

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$$

este gas inicia la formación del esmog.

II. Falso
El NO inestable se oxida a NO_2 por acción del O_2 no interviene la luz.

III. Verdadero
Uno de los componentes del esmog fotoquímico es el ozono (O_3)

2. Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

I. Los contaminantes primarios son aquellos que permanecen en la atmósfera tal y como fueron emitidos por la fuente.
II. Son contaminantes primarios el SO_2, CO, NO_x, etc.
III. Se considera como contaminante primario al ozono.

Resolución:

Tipos de contaminantes

I. Falso
Se denominan primarios a aquellos que una vez producidos siguen transformándose.

II. Falso
Los contaminantes: SO_2 y NO_x son primarios, ya que se transforman en:

$$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$
$$NO_x + H_2O \rightarrow HNO_3$$

El CO permanece intacto por lo que es secundario.

III. Falso
El ozono (O_3) como contaminante se produce según:

$$NO_2 + UV \rightarrow NO + O\bullet$$
$$O\bullet + O_2 \rightarrow O_3$$

$\therefore$ Es secundario.

3. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Los agentes que provocan la eutrofización son los fosfatos.
II. Los fosfatos son los causantes de provocar la eutrofización. Estos fosfatos son provenientes de los detergentes.
III. La eutroficación es el proceso del crecimiento excesivo de plantas.

Resolución:

De acuerdo a los enunciados:

I. Verdadero
La eutroficación de los lagos, se originan por acción de detergentes fosfatados.

II. Verdadero
Los fosfatos de los detergentes llegan a los lagos por los desagües de las ciudades y las acequias.

III. Verdadero
La eutroficación o envejecimiento de los lagos se debe al crecimiento excesivo de las plantas debido a los nutrientes que llegan por las acequias.
Esto disminuye el O_2 disuelto afectando la vida acuática.

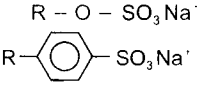
4. Señalar las proposiciones verdaderas (V) o falsas (F) según correspondan:

I. Los detergentes son tensoactivos de cadena lineal son biodegradables no produciendo contaminación.
II. Un detergente al ser una mezcla que incluye fosfatos, produce el fenómeno de eutrolización.
III. Los insecticidas como el DDT son sustancias contaminantes de ríos y lagos. que pueden tener años de actividad antes de degradarse.

Resolución:

De las afirmaciones:

I. Verdadero
Los detergentes son sales orgánicas sulfonadas de sodio.



Donde R: lineal (biodegradable)
R: ramificado (no biodegradable)

II. Verdadero
Los detergentes además incluyen otras sustancias como los fosfatos, los cuales son responsables de la eutroficación de lagos.

III. Verdadero
Otras formas de contaminar el agua es:
- Aguas negras
- Relaves mineros
- Desechos industriales
- Insecticidas (DDT), etc.

5. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. La lluvia ácida es provocada por los óxidos de azufre y nitrógeno.
II. Los óxidos de azufre tienen como fuente de origen las chimeneas de fundiciones y mineria.
III. La lluvia ácida causa el deterioro de muros, paredes y estatuas de mármol en las ciudades.

Resolución:

Sobre los enunciados:

I. Verdadero
Los responsables de la producción de la lluvia ácida son los óxidos: SO_x y NO_x

iI. Verdadero
Los óxidos de azufre (SO_x) tienen como fuente principal de producción:
- Combustión de gasolina
- Fundiciones

IIII. Verdadero
El principal tipo de daño de la lluvia ácida es a las estructuras de mármol.

6. Determinar las proposiciones verdaderas (V) o falsas (F) según corresponda:

I. Los óxidos SO_x y NO_x son aquellos que generan la lluvia ácida, al diluirse en la humedad atmosférica y precipitar.
II. La lluvia ácida incrementa el pH de los lagos.
III. Los óxidos SO_x y NO_x en general se producen en los procesos de combustión.

Resolución:

De las proposiciones:

I. Verdadero
La lluvia ácida se inicia con la liberación de los óxidos gaseosos del azufre y nitrógeno: SO_x, NO_x.

II. Falso
La precipitación de la lluvia ácida en los lagos, aumenta su acidez, por lo que su pH disminuye: pH < 7: ácido.

III. Verdadero
Los gases responsables de la formación de la lluvia ácida se producen generalmente en los procesos de combustión de combustibles fósiles.

7. De las siguientes proposiciones, indicar lo incorrecto:

I. El SO_2 es uno de los gases contaminantes más desagradables que se produce al quemar combustible que contiene azufre.
II. El NO y SO_2 se transforman en HNO_3 y H_2SO_4 respectivamente, generando la lluvia ácida.
III. El monóxido de nitrógeno (NO) y el dióxido de nitrógeno (NO_2) no son reactivos.

Resolución:

Sobre las afirmaciones:

I. Correcto
La quema de combustibles de alto contenido de azufre produce el gas SO_2 un contaminante responsable de la lluvia ácida.

II. Correcto
Los gases como el SO_2 y NO se transforman en la atmósfera: $NO + H_2O \rightarrow NHO_3$
$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ (lluvia ácida)

III. Incorrecto
Tanto los óxidos gaseosos del nitrógeno y azufre son bastante reactivos.

∴ Es incorrecto solo III.

8. ¿Cuáles de los siguientes son posibles contaminantes del mar?

I. Relaves mineros.
II. Derrames de petróleo.
III. Desechos radiactivos.

Resolución:

Contaminación del mar
Al mar llegan a través de los ríos diferentes sustancias que provocan su contaminación, siendo los principales:
- Derrame de petróleo.
- Desechos industriales.
- Relaves mineros.
- Desechos radiactivos, etc.

∴ Todos son correctos.

9. Indicar verdadero (V) o falso (F) en las siguientes proposiciones:

I. El ácido clorhídrico es uno de los componentes de la lluvia ácida.
II. En una zona urbana debe generarse más lluvia ácida que en una zona rural.
III. Un combustible con alto contenido de azufre es un promotor de la lluvia ácida.

Resolución:

De acuerdo a las afirmaciones:

I. Falso
Los componentes de la lluvia ácida son los ácidos del azufre y nitrógeno: H_2SO_4 y HNO_3

II. Verdadero
La producción de los gases NO_x y SO_x que causan la lluvia ácida provienen de la quema de

combustibles fósiles y de los centros metalúrgicos, esto afecta a las zonas urbanas.

III. Verdadero
La gasolina y diesel que posee alto contenido de azufre genera a partir de su combustión la lluvia ácida.

10. Señalar lo incorrecto en las siguientes proposiciones:

I. Los principales agentes que destruyen la capa de ozono son los clorofluorocarbonos, llamados comercialmente freones.
II. El ozono absorbe la radiación R, impidiendo que este tipo de radiación llegue de manera significativa a la superficie terrestre.
III. El ozono al nivel del mar se convierte en un contaminante.

Resolución:

Respecto a los enunciados.

I. Verdadero
Los responsables de la destrucción de la capa de ozono son los freones $CFCl_3$ halones CFB_{13}, además del CCl_4 y el cloroformo.

II. Falso
El ozono absorbe los rayos ultravioleta (UV) del sol; según: $UV + O_3 \rightarrow O_2 + O^{\bullet}$
$O^{\bullet} + O_3 \rightarrow 2O_2$

III. Verdadero
En la tropósfera, el O_3 es un contaminante ya que contribuye a la formación del esmog urbano, además produce irritación en todo el sistema respiratorio.

11. Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F), según corresponda.

I. El agotamiento de la capa de ozono, que protege la superficie de la Tierra, se debe fundamentalmente al uso excesivo de los clorofluorocarbonos.
II. La presencia del SO_2 en la atmósfera y el ácido sulfúrico que esta sustancia produce, contribuye al fenómeno de la lluvia ácida.
III. El efecto invernadero es un fenómeno atmosférico natural que evita que la totalidad de la energía emitida por la superficie terrestre escape al espacio y se pierda.

Resolución:

De las proposiciones:

I. Verdadero
Acción de los freones sobre el ozono:

$$CFCl_3 + UV \rightarrow CFCl_2 + Cl$$
$$Cl + O_3 \rightarrow ClO + O_2$$
$$ClO + O \rightarrow Cl + O_2$$

Al regenarse el Cl vuelve a atalar otra molécula de ozono (O_3)

II. Verdadero
La lluvia ácida es un fenómeno de contaminación que se inicia con la liberación de óxidos de azufre y nitrógeno ($SO_x + NO_x$) los cuales en la atmósfera forman:

$$SO_x + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$
$$NO_x + H_2O \rightarrow HNO_3 \text{ (ácidos)}$$

III. Verdadero
El efecto invernadero es un fenómeno natural que evita que todo el calor absorbido por la Tierra se escape al espacio, solo cuando es anómalo genera calentamiento global.

12. Indicar las proposiciones verdaderas (V) o falsas (F) según correspondan:

I. La combustión incompleta de los hidrocarburos produce sustancias tóxicas como el CO.
II. El CO en la sangre, al ser más de 200 veces más activo con la hemoglobina que el oxígeno se convierte en un veneno.
III. Los combustibles, como la gasolina liberan alrededor de 80 millones de toneladas de CO_3.

Resolución:

Respecto a los enunciados:

I. Verdadero
La combustión de combustibles fósiles se desarrolla según:
Completa: combustible $+O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
Incompleta: combustible $+O_2 \rightarrow CO + C + H_2O$

II. Verdadero
El monóxido de carbono (CO) es un gas 210 veces más activo con la hemoglobina de la sangre que el O_2, por lo que su inhalación es tóxica.

III. Verdadero
El dióxido de carbono (CO_2) también es un gas contaminante cuya enorme producción se debe a la combustión de la gasolina.

13. Respecto al efecto invernadero, señalar lo incorrecto.

I. Es el fenómeno mediante el cual se evita que la totalidad de la energía emitida por la superficie terrestre, escape al espacio.
II. Los gases del efecto invernadero son el CO_2, CH_4, CCl_2F_2 entre los principales.
III. El gas que contribuye principalmente al efecto invernadero es el CO_2.

Resolución:

Sobre el efecto invernadero:

I. Verdadero.
Básicamente el gas CO_2 evita que el calor absorbido del sol por la Tierra no regrese al espacio y se pierda.

II. Verdadero
Gases invernaderos:

CO_2	50%
CH_4	19%
CFC_5	17%
O_3	8%
N_2O	4%
H_2O	2%

III. Verdadero
Se observa del cuadro anterior que el principal responsable de este efecto es el CO_2.

14. Señalar las proposiciones verdaderas (V) o falsas (F) según correspondan.

I. Los óxidos de nitrógeno en la atmósfera son los que producen el esmog en ciudades con ambientes urbanos de aire estancado.
II. Uno de los óxidos de nitrógeno (NO) se forman en pequeñas cantidades en los cilindros de los motores de combustión interna.
III. La fotodisociación del NO_2 inicia las reacciones que se asocian con el esmog fotoquímico.

Resolución:
Sobre las proposiciones:

I. Verdadero
El esmog es un fenómeno de contaminación que refiere a una condición desagradable en un medio de aire estancado, de la cual es responsable el óxido de nitrógeno:

$$NO_2 + UV \rightarrow NO + O\bullet$$
$$O\bullet + O_2 \rightarrow O_3$$

II. Verdadero
El esmog fotoquimico tiene su inicio en los cilindros de los motores de combustión:

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$$
$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

III. Verdadero
Como se observa en la primera proposición, la formación del esmog parte de la fotodisociación del NO_2.

$$NO_2 + UV \rightarrow NO + O\bullet$$

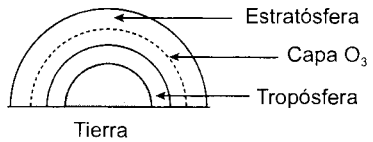
15. Indicar con verdadero (V) o falso (F) las proposiciones siguientes:

I. Los clorofluorocarbonos (CFC) pueden agotar la capa de ozono que protege la superficie de la Tierra.
II. En la tropósfera hay una alta concentración de ozono.
III. El ozono es un fuerte agente oxidante.

Resolución:
De acuerdo a las proposiciones:

I. Verdadero
La destrucción de la capa de ozono (O_3) se debe a la acción de los freones (clorofluorcarbonos)

II. Falso
La capa de ozono que protege la superficie de la tierra se encuentra:



En la zona inferior de la estratósfera a una altivo de 25 km aproximadamente.

III. Verdadero
El ozono es un gas de color azul claro inestable y de mayor poder oxidante que el oxígeno (O_2)

16. Indicar verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

I. El ozono (O_3), es un gas inestable a temperatura ambiente.
II. El ozono estratosférico juega un papel vital en la Tierra.
III. Actualmente la prueba más convincente de que la disminución del ozono estratosférico está ocurriendo realmente procede de los estudios en la Antártida.

Resolución:
Sobre los enunciados:

I. Verdadero
Debido a su alto poder oxidante el ozono (O_3) es más inestable que el O_2.

II. Verdadero
El ozono de la estratósfera filtra los rayos ultravioleta del sol que son nocivos para los organismos vivos de la Tierra.

III. Verdadero
Los gases que destruyen el ozono se concentran en los polos, por esta razón esta zona es más afectada.

17. ¿Cuál de los siguientes gases atmosféricos no contribuyen al efecto invernadero?

I) CO_2 II) Vapor de H_2O
III) CH_4 IV) O_3
V) I_2

Resolución:
Gases que contribuyen al efecto invernadero:

Nombre	Fórmula	%
Dióxido de carbono	CO_2	50
Metano	CH_4	19
Freones	CFC_5	17
Ozono	O_3	8
Óxido nitroso	N_2O	4
Agua (vapor)	H_2O	2

18. Indicar lo incorrecto:

I. La ecología es la ciencia que estudia las relaciones que existen entre los seres vivos y el medio en el que se desarrollan.
II. La palabra ecología deriva de *oikos* = casa y *logo* = estudio.
III. Un ecosistema es un sistema ecológico.
IV. En todo ecosistema interactúan los elementos bióticos y los elementos abióticos.
V. Los elementos abióticos son los elementos vivos.

Resolución:

Ecología. Corresponde a la ciencia que estudia las relaciones que existen entre los seres vivos y el medio físico o biológico en el que se desarrollan.

- La palabra ecología deriva de:
  oikos: casa
  logos: estudio
- Se circunscribe a sistemas ecológicos (ecosistemas), el cual incluye las condiciones físicas y los elementos:
  bióticos: vivos
  abióticos: no vivos

∴ Es incorrecto: V

19. Acerca de las soluciones a los problemas de contaminación ambiental, ¿qué proposiciones son correctas?

I. Actualmente los desagües son tratados para obtener un efluente que se usa en el regadío de parques, jardines y bosques.
II. También se realiza un tratamiento de la basura o residuos sólidos municipales, de manera que se obtiene el biogás que se usa como combustible.
III. El reciclaje del vidrio, del aluminio y de algunos plásticos como el polietileno, alivian el problema de la acumulación de contaminantes que no se degradan.

Resolución:

Soluciones a la contaminación:

I. Correcto
Los efluentes domésticos e industriales antes de ser vertidos a los ríos o mares deben ser tratados en lagunas de oxidación para que luego se puedan usar en regadíos.

II. Correcto
El tratamiento de los sólidos y la basura puede producir humus empleando lombrices y biogás como combustible.

III. Correcto
El reciclaje de materiales no biodegradables como el vidrio, plásticos y metales alivia la acumulación de sólidos.

∴ Es correcto: I, II, III.

20. Responda verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones según corresponda:

I. Así como ocurre con muchos compuestos orgánicos, la combustión completa de los hidrocarburos, produce dióxido de carbono y agua.
II. La combustión incompleta de un hidrocarburo generalmente se evita empleando una cantidad "en exceso" de aire (oxígeno).
III. Debido a la presencia de nitrógeno en el aire y a la cantidad insuficiente de oxígeno, la combustión incompleta de un hidrocarburo produce aminas primarias.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Verdadero
El reconocimiento de la combustión completa de un hidrocarburo se verifica por los productos que son: CO_2 y H_2O.

II. Verdadero
La combustión incompleta ocurre cuando el proceso se desarrolla con deficiencia de O_2, esto se evita aumentando su concentración.

III. Falso
El N_2 del aire es inerte a temperaturas bajas por lo que en los procesos de combustión no forman compuestos salvo que la temperatura sea muy alta.

21. Respecto al petróleo señale las proposiciones incorrectas.

I. Es una mezcla homogénea compleja.
II. Uno de sus principales derivados es el ácido sulfúrico.
III. El cracking catalítico se utiliza para agrandar el tamaño de las moléculas que forman la mezcla.

Resolución:

Respecto al petróleo:

I. Incorrecto
El crudo es una mezcla compleja que no solo posee hidrocarburos, también posee H_2O, lodo sólidos en suspensión lo que lo hace heterogéneo.

II. Incorrecto
Los componentes del petróleo se obtienen mediante la destilación fraccionada, siendo los comunes:
- Gas licuado (GLP)
- Ligroína
- Gasolina
- Kerosene
- Diesel, etc.

III. Incorrecto
Las fracciones pesadas se someten al cracking térmico o catalítico donde ocurre la ruptura de moléculas pesadas formándose moléculas ligeras.

∴ Son incorrectos: I, II, III.

22. Diga que reacción no es de combustión:

I. $(CH_3)_2\,CHCH_2CH_{3(g)} + 8O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 5CO_{2(g)} + 6H_2O_{(g)} + 843{,}4\ kcal$

II. $C_{grafito} + (1/2)O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} CO_{(g)}$

III. $O_{2(g)} + 2H_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2H_2O_{(g)}$

IV. $C_{grafito} + 2H_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} CH_{4(g)}$

V. $CO_{(g)} + (1/2)O_2 \xrightarrow{\Delta} CO_{2(g)}$

Resolución:

Las reacciones de combustión son procesos exotérmicos de oxidación como:

- $(CH_3)_2\,CHCH_2CH_3 + 8O_2 \longrightarrow 5CO_2 + 6H_2O + 843{,}4\ kcal$
- $C + (1/2)O_2 \longrightarrow CO$
- $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$
- $CO + (1/2)O_2 \longrightarrow CO_2$

En cambio en el proceso

$C + 2H_2 \longrightarrow CH_4$

Por lo tanto, la reducción del combustible en la reacción III no es de combustión.

23. ¿Cuál de las siguientes fuentes contribuye en mayor grado a la contaminación atmosférica de las ciudades más pobladas?

I. Procesos industriales.
II. Quema de combustibles en las plantas térmicas.
III. Eliminación de desechos sólidos.
IV. Transporte.
V. Incendios urbanos

Resolución:

Respecto a la contaminación atmosférica en las ciudades, la principal fuente es la eliminación de gases tóxicos, por las unidades de transporte.

Ejemplo

En la ciudad de Lima hay dos zonas bien definidas: La Zona Industrial, donde se realizan procesos industriales, como en la Av. Argentina, Av. Colonial, Av. Venezuela; esta se halla relativamente alejada de la Zona Urbana, donde se concentra la población. Para llegar a la zona industrial se emplean las unidades de transporte, las que por su cantidad generan constantemente congestión vehicular aumentado la concentración de gases tóxicos (NO, CO, NO_2, etc), como producto de la combustión en la atmósfera. Además, esto se agudiza debido a que el flujo de aire en la zona urbana es mínima.
Por lo tanto, en ciudades más pobladas, lo que más influye en la contaminación atmosférica es el transporte.

24. Suponga que en una ciudad de 500 000 habitantes hay 80 000 habitantes que recorren en su vehículo un promedio de 22,53 km en 24 horas. ¿Qué cantidad de monóxido de carbono (CO), se descarga por día en la atmósfera de dicha ciudad, si la producción de CO es 13 g por vehículo por km? De su respuesta en toneladas.

Resolución:

En cierta ciudad de 500 000 habitantes, 80 000 recorren en sus vehículos 22,53 km en un día (24 horas).
Se sabe que por cada km se libera 13 g de CO.

$$\therefore m_{CO} = 13\ g \times \underbrace{22{,}53}_{km} \times \underbrace{80\,000}_{\text{habitantes con vehículos}}$$

$m_{CO} = 23\,431\,200\ g$
$m_{CO} = 23{,}4\ Tm.$

25. Complete el siguiente párrafo respecto a uno de los tipos de contaminación:

"La contaminación... se presenta cuando existe microorganismos que causan un desequilibrio ecológico en la naturaleza, por ejemplo bacterias, hongos, virus, protozoarios, etc. Es típica de aquellas regiones cuyas condiciones de higiene son deficientes, y se presenta principalmente en los países económicamente menos desarrollados. Se puede controlar o prevenir con relativa facilidad en comparación con otros tipos de contaminación, si no es el caso, puede llegar a provocar altos índices de mortandad en un tiempo relativamente corto".

Resolución:

Contaminación biológica:
O daño biológico, es un tipo de contaminación que produce un desequilibrio ecológico al ingresar microorganismos (bacterias, virus, hongos, protozoarios, etc.) a un ecosistema

26. Respecto a la disposición de desechos nucleares indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Las plantas nucleoeléctricas no producen CO_2 que contribuye al efecto invernadero y tampoco

añaden hollín, cenizas volátiles, óxidos de azufre ni óxidos de nitrógeno a nuestra atmósfera.

II. De acuerdo al protocolo de Kioto, uno de sus objetivos es que los países industrializados reduzcan el uso de materiales radioactivos para evitar sus emisiones.

III. El protocolo de Kioto no contempla nada respecto a la disposición de los desechos nucleares.

Resolución:

Desechos nucleares:

I. Verdadero
Las centrales nucleares producen electricidad sin generar CO_2, humo (hollín y cenizas) SO_x, NO_x.

II. Falso
El protocolo de Kioto es un acuerdo internacional para disminuir el consumo de combustibles fósiles y evitar el calentamiento global.

III. Verdadero
Aun no existe un acuerdo internacional que regule el tratamiento de estos desechos.

27. ¿Cuáles de las especies siguientes son polímeros?

I. Teflón II. Dacron III. Nylon

Resolución:

I. Teflón:
Es el politetrafloruro etileno (polímero):

$$n\ CF_2 = CF_2 \longrightarrow \underbrace{[-CF_2 - CF_2-]_n}_{\text{Teflón.}}$$

II. Dracon:
Es un polímero sintético del tipo poliéster

III. Nylon:
Es un polímero sintético del tipo poliamida

∴ Son polímeros: I, II, III.

28. Respecto a las siguientes proposiciones indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Los contaminantes primarios son aquellos que permanecen en la atmósfera tal y como fueron emitidos por la fuente.

II. Son contaminantes primarios el SO_2, CO, NO_x, etc.

III. Se considera como contaminante primario al ozono.

Resolución:

Tipos de contaminante

I. Falso
Se denominan primario a aquellos que una vez producidos siguen transformándose.

II. Falso
Los contaminantes: SO_2 y NO_x son primarios, ya que se trasforman en:

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

$$NO_x + H_2O \longrightarrow HNO_3$$

El CO permanece intacto por lo que es secundario.

III. Falso
El ozono (O_3) como contaminante se produce según:

$$NO_2 + UV \longrightarrow NO + O\bullet$$

$$O\bullet + O_2 \longrightarrow O_3$$

Es secundario.

29. De las siguientes proposiciones indique lo incorrecto:

I. El SO_2 es uno de los gases contaminantes más desagradables que se produce al quemar combustible que contiene azufre.

II. El NO y SO_2 se transforman en HNO_3 y H_2SO_4 respectivamente, generando la lluvia ácida.

III. El monóxido de nitrógeno (NO) y el dióxido de nitrógeno (NO_2) no son reactivos.

Resolución:

Sobre las afirmaciones:

I. Correcto
La quema de combustible de alto contenido de azufre produce el gas SO_2 un contaminante responsable de la lluvia ácida.

II. Correcto
Los gases como el SO_2 y el NO se trasforman en la atmósfera:

$$NO + H_2O \longrightarrow HNO_3$$

$$\underbrace{SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4}_{\text{Lluvia ácida}}$$

III. Incorrecto
Los óxidos gases del nitrógeno y azufre son bastante reactivos.

∴ Es incorrecto solo III.

30. Indique verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones:

I. El ácido clorhídrico es uno de los componentes de la lluvia ácida.

II. En una zona urbana debe generarse más lluvia ácida que en una zona rural.

III. Un combustible con alto contenido de azufre es un promotor de la lluvia ácida.

Resolución:

De acuerdo a las afirmaciones:

I. Falso
Los componentes de la lluvia ácida son los ácidos, azufre y nitrógeno:

H_2SO_4
HNO_3

II. Verdadero
La producción de los gases NO_x y SO_x que causan la lluvia ácida provienen de la quema de combustibles fósiles y de los centros metalúrgicos, esto afecta a las zonas urbanas.

III. Verdadero
La gasolina y diesel que posee alto contenido de azufre genera a partir de su combustión la lluvia ácida.

31. Con respecto al ozono, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El ozono en la estratósfera evita que la radiación ultravioleta dañe a los seres vivos.
II. El ozono constituye parte del esmog urbano que contamina el ambiente.
III. La capa de ozono está ubicada en la ionósfera.

Resolución:

Respecto al ozono (O_3)

I. Verdadero
Protege a los seres vivos de los potentes rayos ultravioleta procedentes del sol, según:

$O_3 + UV \longrightarrow O_2 + O^{\bullet}$

$O_3 + O^{\bullet} \longrightarrow 2O_2$

II. Verdadero
A nivel de la tropósfera es un contaminante que forma parte del esmog junto al NO_2 y NO.

III. Falso
La capa de ozono se encuentra en la estratósfera en su zona inferior a una altura aproximada de 25 kilómetros.

32. Indique la proposición incorrecta:

I. El polietileno es un polímero que se fabrica a partir del etileno.
II. El kevlar es un polímero que se caracteriza por tener una gran resistencia; sus propiedades le permiten ser transformado a hilos y telas con las cuales se confeccionan chalecos antibalas.
III. Una forma de materia es el denominado plasma, constituido por núcleos y electrones libres; dicha forma de materia existe a temperaturas tan altas como las requeridas para la fusión de núcleos pequeños.

Resolución:

Polímeros:

I. Verdadero
El polietileno es una macromolécula de unidades básicas (monómero) de etileno: $CH_2 = CH_2$

$n(CH_2 = CH_2) \longrightarrow [-CH_2-CH_2-]_n$ (Polietileno)

Es un plástico que se emplea para obtener botellas, bolsas, aislantes de cables, etc.

II. Verdadero
Otro polímero de alta resistencia es el "kevlar" materia prima para los chalecos antibalas.

III. Verdadero
El estado plasmático es el más abundante de la materia y está formado por una mezcla de núcleos y electrones libres a muy alta temperatura como en el sol.

33. Indique con verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

I. Algunos ejemplos de energías renovables son: las centrales minihidráulicas, la biomasa, paneles solares.
II. En los países altamente industriales, se está impulsando el uso de fuentes de energía renovables.
III. En los acuerdos internacionales respecto al medio ambiente se debe tener en cuenta los programas nucleares que no contribuyen al tratamiento de desechos nucleares.

Resolución:

De acuerdo a las proposiciones:

I. Verdadero
Existen fuentes alternativas de energía al petróleo, además de ser renovables como:
- Minihidráulicas.
- Biomasa.
- Biogás.
- Fuerza eólica.
- Energía solar.

II. Verdadero
Muchas de las fuentes de energía renovables aún no son rentables, pero ya se está impulsando su desarrollo.

III. Verdadero
La energía nuclear tiene la ventaja respecto al petróleo de no producir CO_2, pero sus desechos son de mayor peligrosidad y aún no hay una legislación para su tratamiento.

34. Indique con verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

I. Un polímero es una macromolécula que resulta de la unión de muchas unidades simples, que se repiten.
II. Cuando un polímero se forma por medio de uniones de un solo tipo de monómero, se tiene un homopolímero.
III. Un ejemplo de polímeros serán el PVC, caucho.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Verdadero
Todo polímero es una macromolécula formado por la unión de muchas unidades repetitivas llamados monómeros.

II. Verdadero
Cuando el polímero se forma de un solo tipo de monómero se denomina "homopolímero", pero si los monómeros son diferentes es un "copolímero".

III. Verdadero
Son ejemplos de polímeros:
- Polivinilcloruro (PVC).
- Poliisopreno (caucho)

35. Responda verdadero (V) o falso (F) a las siguientes proposiciones:

I. La refinación del petróleo representa un típico proceso de separación fisicoquímica.
II. El número de octano está definido como el porcentaje en volumen de 2,2,4 - trimetiloctano que posee la gasolina.
III. El gas natural contiene un alto porcentaje de hidrocarburos livianos los que, debido a su baja masa molar y apolaridad, se encuentra en estado gaseoso.

Resolución:

De acuerdo a las proposiciones:

I. Verdadero
La refinación del crudo del petróleo corresponde a un proceso fisicoquímico donde se eliminan las impurezas como el agua, sales, compuestos sulfurosos antes de separar sus fracciones útiles.

II. Falso
El índice de octano de la gasolina se mide sobre la base de una mezcla patrón de isooctano y n-heptano.

III. Verdadero
El gas natural está formado por hidrocarburo, desde C_1 a C_4.

36. Se introduce en un eudiómetro 30 cm^3 de una mezcla de etano y acetileno gaseosos, y 120 cm^3 de oxígeno. Se hace estallar la mezcla mediante una chispa eléctrica y después de condensar todo el vapor de agua y volver a los gases a condiciones de Avogadro queda un residuo de 81 cm^3 formado por dióxido de carbono y el oxígeno añadido en exceso. Calcule el porcentaje en volumen de etano en la mezcla inicial de hidrocarburos.

Resolución:

Se tiene 30 cm^3 de una mezcla de los gases:

Etano: C_2H_6 ^ Acetileno: C_2H_2

Los cuales se hacen combustionar con 120 cm^3 de oxígeno (O_2) en exceso según:

$$C_2H_{6(g)} + 3{,}5O_{2(g)} \text{ —— } 2CO_{2(g)} + 3H_2O$$
$$x \text{ —— } 3{,}5x \text{ —— } 2x$$

$$C_2H_{2(g)} + 2{,}5O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + H_2O$$
$$y \text{ —— } 2{,}5y \text{ —— } 2y$$

Si asumimos que V es el volumen en exceso de O_2 y el volumen residual libre de H_2O es 81 cm^3 tenemos:

- $x + y = 30$ (mezcla)
- $3{,}5x + 2{,}5y + V = 120$ (O_2)
- $2x + 2y + V = 81$ (Residuo)

Resolviendo:

C_2H_6 $V = 24\ cm^3$

C_2H_2 $V = 6\ cm^3$

Luego, el porcentaje en volumen de etano es:

$$\%\ VC_2H_6 = \frac{24}{30} \times 100 = 80$$

37. Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

I. La gasolina que se vende en los grifos rotulada como de 84 octanos, nos indica que está compuesta por 84 partes de octano y el resto heptano.
II. La gasolina es una fracción del petróleo que consta de hidrocarburos cuyo número de carbonos está comprendida entre uno y cinco.
III. El petróleo es una mezcla de hidrocarburos gaseosos líquidos y sólidos.

Resolución:

I. Falso
El octanaje de la gasolina mide su poder antidetonante respecto a una mezcla patrón de isooctano y n–heptano. La gasolina de 84 octanos no posee 84 partes de octano pero si la eficiencia de una mezcla de 84 partes de isooctano y 16 partes de n–heptano.

II. Falso
La gasolina es un corte o fracción media del petróleo ya que está conformado por hidrocarburos que van de $C_8 - C_{10}$.

III. Verdadero
El petróleo es una mezcla compleja de hidrocarburos sólidos, líquidos y gases, además de otros componentes en menor cantidad.

38. Indique cuáles de las siguientes reacciones describen una combustión incompleta.

I. $C_4H_{10} + 3O_2 \rightarrow 3CO_2 + 10H_2O$
II. $2CH_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO + 4H_2O$
III. $CH_4 + O_2 \rightarrow C + 2H_2O$

Resolución:

Las reacciones de combustión presentan el siguiente desarrollo:

$$\boxed{\text{Combustible} + O_2 \rightarrow \text{Prod.} + Q}$$

Q: Calor liberado

Si:
Prod. : CO_2 y H_2O; se dice que la combustión es completa:
Prod.: CO, C, H_2O, se dice que la combustión es incompleta:
Son reacciones de combustión incompleta:

II. $2CH_4 + O_2 \rightarrow 2CO + 4H_2O$

III. $CH_4 + O_2 \rightarrow C + 2H_2O$

39. Diga qué proposiciones son incorrectas:

I. El petróleo es una mezcla líquida, viscosa y compleja de hidrocarburos alifáticos y aromáticos, es decir, saturados e insaturados.

II. El petróleo o "aceite crudo" contiene además, compuestos oxigenados, nitrogenados y sulfurados, y es un combustible de gran poder calorífico.

III. Los componentes del petróleo se pueden separar a partir de una destilación primaria (denominada "destilación a presión atmosférica"), luego de una destilación al vacío, donde realiza el craqueo catalítico y craqueo térmico.

Resolución:

De acuerdo a los enunciados:

I. Correcto
El petróleo crudo es una mezcla de viscoso que contiene hidrocarburos en todas las variedades desde los alifáticos hasta los aromáticos.

II. Correcto
El uso como combustible del petróleo se debe a los hidrocarburos constituyentes, pero además posee compuestos oxigenados, nitrogenados y sulfurados.

III. Incorrecto
La destilación al vacío se lleva a cabo con la finalidad de separar las fracciones de hidrocarburos pesados sin emplear altas temperaturas evitando de este modo el cracking térmico.
∴ Es incorrecto solo III.

40. ¿Qué se entiende por cracking catalítico?

I. Un tratamiento de fracciones pesadas del petróleo a temperaturas modernas y en presencia de catalizadores de aluminio que permiten rupturas de los alcanos de cadena larga para generar otros alcanos dentro de los componentes de la gasolina.

II. Un tratamiento de las fracciones livianas de la gasolina a temperaturas moderadas y en presencia de catalizadores de aluminio para generar fracciones pesadas.

III. Un tratamiento de las fracciones pesadas de la gasolina a temperaturas moderadas y en presencia de catalizadores de aluminio para generar hidrocarburos aromáticos que elevan el octanaje de la gasolina.

IV Es el tratamiento de la gasolina para la adición del plomo tetraetílico y así elevar el octanaje de la gasolina.

V. Es el tratamiento de las gasolinas con catalizadores de platino para aumentar su octanaje.

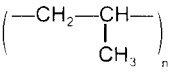
Resolución:

Cracking catalítico
Consiste en la ruptura de cadenas carbonadas largas (del gasoil generalmente) formándose cadenas ligeras dentro del rango de la gasolina empleando menor temperatura ($T < 400$ °C) que en el cracking térmico, esto es, gracias al empleo de catalizadores como:

- Al_2O_3, SiO_2
- Silicatos de aluminio
- Zeolitas

∴ Es correcto: solo I

41. El polímero que se obtiene a partir del propeno, es usado en cubierta para bacterias de autos y en envases muy resistentes, su fórmula abreviada es:

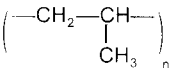


Su nombre comercial es:

Resolución:

El siguiente polímero se produjo a partir del proceso.

$$n\ CH_2 = CH - CH_3 \longrightarrow \text{Propileno}$$



∴ Polipropileno

42. Indique con verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

I. Una forma de disminuir la contaminación sería tratar de sustituir los combustibles fósiles.

II. Las fuentes de energía renovables son menos costosas en la actualidad.

III. En la actualidad muchos de los recursos energéticos se están agotando.

Resolución:

Sobre los enunciados:

I. Verdadero
El uso de fuentes de energía alterna como biogás, minihidráulica solar en lugar de los combustibles fósiles disminuiría la contaminación.

II. Verdadero
El avance de la tecnología y el desarrollo de procesos ha hecho que fuentes de energía renovables como las celdas de combustibles, por ejemplo, sean menos costosas en la actualidad.

III. Verdadero
El crecimiento geométrico de la población y la actividad industrial está provocando el agotamiento de muchos recursos energéticos como el petróleo, por ejemplo.

43. Indique con verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Los superconductores son materiales que presentan una conductividad eléctrica excepcional a bajas temperaturas.
II. La nanotecnología es el estudio, diseño, creación, síntesis, manipulación y aplicación de materiales apartados y sistemas funcionales a través del control de la materia a nanoescala; o sea con átomos y moléculas Individuales.
III. Las celdas de combustibles son celdas electroquímicas, donde los reactivos (combustible y oxidantes) se suministran de manera continua.

Resolución:

Respecto a las proposiciones:

I. Verdadero
Los superconductores son sustancias que presentan un flujo de electrones sin fricción, esto lo logran a muy bajas temperaturas como el mercurio (T = 23 K).

II. Verdadero
La nanotecnologia tiene aplicación a escala atómica y molecular.

III. Verdadero
Las celdas electroquímicas de combustión funcionan a partir de un suministro continuo de $H_{2(g)}$ (combustible) y $O_{2(g)}$ (comburente).

44. Señale las proposiciones verdaderas (V) o falsas (F):

I. Una de las principales aplicaciones de la biotecnologia es la producción industrial de antibióticos.
II. Las sustancias que exhiben superconductividad solo lo hacen cuando se les enfría por debajo de una temperatura dada, los cuales suelen ser muy bajos.
III. Los nanotubos son estructuras compuestas de miles de átomos de Si en forma de tubos.

Resolución:

De acuerdo a los enunciados:

I. Verdadero
Mediante la biotecnología industrial y tecnología de ADN en microorganismos se ha logrado producir: vacunas, hormonas, antibióticos, enzimas, etc.

II. Verdadero
La propiedad de superconductividad eléctrica se logra a muy bajas temperaturas, cercanas al cero kelvin.

III. Verdadero
Los nanotubos formados por miles de átomos se pueden emplear en circuitos electrónicos microscópicos.

45. Indique con verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

I. La biotecnología ha sido utilizada por el hombre desde comienzos de la historia en actividades como la preparación del pan.
II. La biotecnología ambiental se refiere a la aplicación de los procesos biológicos modernos para la protección de la calidad del ambiente.
III. En términos generales la biotecnología se puede definir como el uso de organismos vivos para obtener productos de valor para el hombre.

Resolución:

Biotecnología

I. Verdadero
Emplea procesos biológicos para la obtención de diversos materiales. Se usó desde la antigüedad en la elaboración de pan, fermentación, etc.

II. Verdadero
A nivel ambiental se hace uso de biofiltros en la purificación del agua y aire restaurando la calidad del ambiente.

III. Verdadero
Se basa en el uso de organismos vivos o sus compuestos para obtener otros productos.

46. Completar el siguiente párrafo:

"La .... es el estudio, diseño, creación, síntesis manipulación y aplicación de materiales, aparatos y sistemas funcionales a través del control de la materia a nanoescala, y la explotación de fenómenos y propiedades de la materia a nanoescala".

Resolución:

Nanotecnología
Engloba aquellos campos de la ciencia y la técnica en los que se estudian, se obtienen o manipulan de manera controlada materiales y dispositivos de muy reducidas dimensiones a escala nanométrica.

47. ¿Cuáles de las siguientes formas de contaminación prevalecen en el área de Lima Metropolitana?

I. Vehículos automotores
II. Actividad doméstica
III. Actividad industrial

Resolución:

Contaminación en Lima:

Lima es una de las ciudades más afectadas por la contaminación en América Latina, debido a la falta de una legislación adecuada y a que no cuenta con plantas de tratamiento suficientes.
En el área de Lima Metropolitana las principales fuentes de contaminación son:

- Parque automotor: por consumo de combustibles fósiles en vehículos antiguos.
- Actividad doméstica
- Actividad industrial.

Cuya basura y efluentes no son tratados.

PROBLEMAS DE EXAMEN DE ADMISIÓN UNI

PROBLEMA 1 (UNI 2011 - II)

Dadas las siguientes estrategias para reducir la concentración de gases de efecto invernadero:

I. Aumentar la producción energética proveniente de las instalaciones solares.
II. Detener la deforestación en el mundo.
III. Adoptar sistemas de captura y almacenamiento de dióxido de carbono.

Son adecuadas:

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) II y III E) I, II y III

Resolución:

El efecto invernadero es un efecto natural mediante el cual se mantiene la temperatura del planeta debido a que los gases de invernadero (GEI) como el CO_2, CH_4 y vapor de H_2O no permiten la total salida de la radiación infrarroja. Sin embargo, el incremento de estos gases está ocasionando el llamado calentamiento global. Si aumentamos las instalaciones solares (fotoceldas) para obtener energía y no usar combustibles fósiles como el petróleo, detenemos la deforestación, para que las plantas consuman el CO_2, utilizamos sistemas de captura y almacenamiento de CO_2 evitando su expulsión a la atmósfera, se puede mitigar la concentración de los GEI en la atmósfera.

Por lo tanto:

I. (V) II. (V) III. (V)

Clave: E

PROBLEMA 2 (UNI 2011 - II)

Las piezas de acero común (como tuercas y pernos) se recubren de una capa delgada de cinc, para su uso industrial. Indique cuáles de las siguientes razones explica la función de esta capa:

I. Permite que el acero tenga una mayor resistencia a la corrosión.
II. El cinc se reduce más fácilmente que el hierro.
III. El cinc constituye un ánodo de sacrificio.

Datos:

$$E^\circ_{Zn^{2+}/Zn} = 0,76\ V$$
$$E^\circ_{Fe^{2+}/Fe} = 0,44\ V$$

A) I y II B) I y III C) II y III
D) Solo II E) Solo III

Comparando los potenciales estándar de reducción:

Proceso	E°Red
$Zn^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Zn$	−0,76 v
$Fe^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Fe$	−0,44 v

I. **Verdadero**
El Zn^{2+} es menos oxidante que el Fe^{2+}, lo cual implica que una lámina de cinc que recubre el acero forma una película de ZnO permitiendo que el acero tenga una mayor resistencia a la corrosión.

II. **Falso**
El cinc es mejor reductor que el hierro (Fe), lo cual implica que posee una mayor facilidad para oxidarse.

III. **Verdadero**
Aprovechando que el cinc es mejor reductor que el hierro, permite la protección católica del hierro actuando el cinc como ánodo de sacrificio.

Clave: B

PROBLEMA 3 (UNI 2012 - I)

Dadas las siguientes proposiciones referidas a la nanotecnología:

I. Los nanotubos de carbono son mucho más fuertes que el acero y mucho más ligeros que este.
II. La nanotecnología ha creado materiales más útiles con propiedades únicas.
III. Los nanotubos de carbono pueden usarse para almacenar hidrógeno.

Son correctas:

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) II y III E) I, II y III

Resolución:

I. Los nanotubos poseen elevada resistencia mecánica, por lo cual son más resistentes que el acero y más ligeros que él (V).
II. Debido a sus características muy particulares los materiales creados con los nanotubos (nanotecnología) poseen cualidades únicas (V).
III. Pueden utilizarse modificando sus propiedades encapsulando metales y gases en su interior, se pueden utilizar para almacenamiento de hidrógeno y separación de gases (V).

Clave: E

PROBLEMA 4 (UNI 2012 - I)

Los problemas ambientales, y en general la contaminación, se presentan por la introducción de sustancias dañinas al ecosistema. En la columna izquierda se mencionan 3 problemas ambientales y en la columna derecha 3 posibles contaminantes.
Determine la relación correcta problema:
ambiental - contaminante:

I. Lluvia ácida	a) SO_x, NO_x
II. Efecto invernadero	b) cloro - fluorocarbonos
III. Agujero en la capa de ozono	c) CO_2, H_2O

A) I-a, II-b, III-c B) I-b, II-a, III-c C) I-c, II-a, III-b
D) I-c, II-b, III-a E) I-a, II-c, III-b

Resolución:

I. La reacción de los óxidos del azufre (SO_x) y del nitrógeno (NO_x) con el vapor de agua de la atmósfera, provocan la producción de ácidos que llegan a la tierra en las precipitaciones (lluvia ácida).
II. El exceso de CO_2 en la atmósfera provoca el calentamiento del planeta, además del CO_2 también tenemos como un gas del efecto invernadero (GEI) al vapor de agua.
III. El ataque del cloro atómico presente en los CFCS destruye las moléculas de ozono provocando el incremento del tamaño del agujero en la "capa de ozono".

Por lo tanto: I–a; II–c; III–b

Clave: E

PROBLEMA 5 (UNI 2012 - II)

El ozono en la estratósfera se está agotando, según datos científicos de los últimos años. Uno de los factores responsables es su reacción con el óxido nítrico (NO), proveniente de la reacción entre los gases nitrógeno y oxígeno en los motores de los aviones. Al respecto, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I. La reacción del ozono con el óxido nítrico es provocada por la radiación ultravioleta.
II. El agotamiento de la capa de ozono en la atmósfera no permite el ingreso de radiación infrarroja en la atmósfera.
III. Una mezcla de nitrógeno y oxígeno puede ocasionar el desgaste de la capa de ozono.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) II y III

Resolución:

En los motores de los aviones se combina el N_2 con el O_2, según:

$$N_2 + O_2 \rightarrow NO$$

Reacciones de destrucción del ozono en la estratósfera

$$O_3 \xrightarrow{UV} O_2 + O\bullet$$

$$NO + O_3 \xrightarrow{UV} NO_2 + O_2$$

$$NO_2 + O\bullet \longrightarrow NO + O_2$$

$$\text{Global } 2O_3 \longrightarrow 3O_2$$

El óxido nítrico (NO) es un intermediario y actúa como un catalizador en el proceso.
La destrucción de la capa de ozono facilita el ingreso de radiación UV nociva para el ser humano.
Es correcta: Solo I

Clave: A

PROBLEMA 6 (UNI 2012 - II)

Dadas las siguientes proposiciones referidas a los polímeros:

I. Son sustancias moleculares formadas por la unión de monómeros.
II. Son sustancias moleculares de baja masa molecular formadas por la unión de dos o más moléculas diferentes.
III. El polietileno es un polímero que tiene como unidad el monómero.

Son correctas: $\left(-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-\right)_n$

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) II y III

Resolución:

Para los polímeros:

I. Por definición, son macromoléculas formadas por la unión de monómeros.
II. Los polímeros son sustancias de alta masa molar. formadas por unidades repetitivas llamadas monómeros.
III. Polietileno: $(-CH_2 - CH_2-)_n$
Monómero: $CH_2 = CH_2$ Eteno

∴ VFF

Clave: A

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. La lluvia ácida es:

A) La combustión de azufre formando SO_2.
B) La radiación infrarroja del Sol sobre la superficie terrestre.
C) La acumulación de desperdicios industriales en ríos y lagos.
D) Lluvia que contiene ácido sulfúrico.
E) La condensación del vapor de ácido clorhídrico y agua.

2. ¿Qué gas es incoloro, insípido y generado como producto de combustión y considerado altamente tóxico?

A) Hollín B) CO_2 C) O_3
D) SO_2 E) CO

3. ¿Qué alteraciones provoca el efecto invernadero?

A) Aumento de la humedad.
B) Crecimiento excesivo de la vegetación.
C) Disminución del paso de la luz solar.
D) Deshielo de las regiones polares.
E) Irritación en el sistema respiratorio.

4. Respecto a los freones:

A) Provocan lluvia ácida.
B) Disminuyen la concentración de ozono en la estratósfera.
C) Inician el efecto invernadero.
D) Forman el esmog urbano.
E) Destruyen el fitoplancton.

5. Completar:
La purificación del agua con ..... es más costosa pero presenta menor carga residual en esta.

A) CO_2 B) $H_2O_{(g)}$ C) HCl
D) NaClO E) O_3

6. Los..... son lugares donde se aprovechan las depresiones terrestres o se cavan artificialmente, luego se colocan geomembranas para evitar el drenaje de líquidos originados por la descomposición de componentes orgánicos para posteriormente depositar la basura y luego cubrir con tierra.

A) rellenos sanitarios B) topos
C) botaderos D) almacenes
E) pantanales

7. ¿Con qué compuesto químico se puede tratar el agua para sedimentar sólidos en suspensión?

A) NaClO B) $Al_2(SO_4)_3$ C) CO_2
D) CO E) Cl_2

8. Indicar la relación correcta:

I. $CO_{2(g)}$ II. $SO_{3(g)}$ III. $NO_{2(g)}$
IV. $CFCl_{3(g)}$

A. Lluvia ácida.
B. Esmog fotoquímico.
C. Destrucción de la capa de ozono.
D. Efecto invernadero.

A) III - A B) I - A C) IV - B
D) II - C E) I - D

9. ¿Qué proposiciones no favorecen la prevención del medio ambiente?

I. Usar para las operaciones de limpieza, detergentes biodegradables.
II. Uno de los freones en sistemas de refrigeración.
III. Quemar materiales de plástico para evitar su acumulación.
IV. Reemplazar los combustibles fósiles por alcohol o hidrógeno.

A) I, II B) II, III C) I, III, IV
D) Solo I E) I, II, III, IV

10. Es una solución a la contaminación:

A) Quemar todo el petróleo.
B) Arrojar todos los desperdicios industriales al mar.
C) Uso de compuestos biodegradables.
D) Una explosión nuclear.
E) Aumentar la radiación infrarroja.

11. Señalar con (V) lo verdadero o (F) lo falso de las siguientes proposiciones:

I. La capa de ozono se encuentra en el límite superior de la tropósfera.
II. Los rayos ultravioleta son radiaciones electromagnéticas de mayor longitud de onda que los rayos infrarrojos.
III. Los compuestos clorofluocarbonados provocan la destrucción de la capa ozono.

A) VFV B) VVV C) FVV
D) FFV E) VFF

12. Respecto al agua dura:

A) Es el agua natural que contiene gran cantidad de iones calcio y magnesio.
B) Es el agua cercana al punto de congelación.
C) Es el agua no apta para el consumo humano.
D) Es el agua destilada.
E) El agua no sometida a potabilización.

13. El uso de convertidores catalíticos en el tubo de escape de los automóviles es con el fin de:

A) Combustionar mejor a la gasolina.
B) Evitar la emanación de plomo al medio ambiente.
C) Reducir el CO_2 a CO.
D) Reducir NO_X a N_2.
E) Aumentar el octanaje de la gasolina.

14. No es biodegradable:

A) Carbón B) Algodón
C) Desechos orgánicos D) Almidón
E) Vidrio

15. Señalar lo Incorrecto respecto al ozono:

A) Es un gran agente oxidante.
B) Es un componente del esmog fotoquímico.
C) Su exposición prolongada afecta al sistema respiratorio.
D) El ozono hace que el caucho se endurezca y agriete (envejecimiento del caucho).
E) Absorbe con gran eficacia la radiación infrarroja que proviene del sol.

16. Respecto a las proposiciones.

I. La escasa reactividad de los compuestos clorofluorcarbonados los hace prácticamente inertes y ocasionalmente pueden difundirse hasta la estratósfera.
II. El ozono, a diferencia del $N_{2(g)}$ y del $O_{2(g)}$, tiene la capacidad de absorber fotones con longitud de onda de la zona UV.
III. La capa de ozono se destruye de manera uniforme.

Es correcto afirmar:

A) I y II B) II y III C) II y III
D) I, II y III E) Solo II

17. Marcar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El efecto invernadero es un fenómeno atmosférico natural.
II. Los únicos gases que provocan el efecto invernadero son el CO_2 y el metano.
III. Una consecuencia del efecto invernadero es el deshielo de los polos y la disminución de las áreas costeras.

A) FFV B) FVV C) VVV
D) VVF E) VFV

18. Señalar con qué compuesto químico se puede tratar el agua para potabilizarla, eliminando microorganismos:

A) $FeCl_3$ B) $Al_2(SO_4)_3$ C) NH_4Cl
D) NaClO E) CO_2

19. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. La calidad de la gasolina se mide por su poder antidetonante.
II. La gasolina de 90 octanos presenta una detonación similar a la de una mezcla de 90% de n-heptano y 10% de isooctano.
II. El plomo tetraetílico es un aditivo que incrementa el octanaje de la gasolina.

A) VFV B) VVV C) VVF
D) FFV E) FVV

20. Respecto a las proposiciones:

I. El aire solo puede ser contaminado por sustancias gaseosas.
II. La temperatura de la atmósfera varía de manera compleja respecto a la altitud.
III. En la tropósfera la temperatura aumenta conforme aumenta la altitud.

Es correcto afirmar.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) I y III

21. Señalar verdadero (V) falso (F) según corresponda, respecto a las gasolinas:

I. La gasolina es un producto de la destilación del petróleo.
II. La gasolina se puede obtener por cracking térmico o catalítico de hidrocarburos pesados.
III. La gasolina con alta concentración de hidrocarburos ramificados posee un alto poder antidetonante.
IV. La gasolina es una mezcla únicamente de n-heptano e isooctano.

A) VFVF B) VFFV C) VVFF
D) VVVF E) VVVV

22. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda respecto a la lluvia ácida y sus precursores:

I. La formación de lluvia ácida se debe principalmente a los óxidos de azufre que emiten las plantas termoeléctricas y las que funden metales.
II. Los óxidos de azufre y de nitrógeno se transforman en ácido sulfúrico y nítrico respectivamente.
III. Los óxidos de nitrógeno se liberan principalmente por los tubos de escape de los automóviles.
IV. La lluvia ácida debilita estructuras metálicas e incrementa el pH de las aguas.

A) FVVF B) VVVV C) VVFF
D) VVVF E) FVFV

23. Son consecuencias de la eutroficación de las aguas:

I. Incremento de la acidez de las aguas estancadas.
II. Incremento excesivo de la vegetación en lagos y lagunas.
III. Disminución de la concentración del oxígeno disuelto en el agua.
IV. Aumento masivo de la fauna acuática.
Es correcto afirmar:

A) Solo II B) I, III y IV C) II, III y IV
D) II y III E) I, II y IV

24. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El fósforo contenido en los detergentes provoca la eutrofización de las aguas.
II. La eutroficación provoca una disminución de la concentración del oxígeno disuelto en el agua debido al mayor consumo de este por la vegetación acuática en crecimiento.
III. El nitrógeno es un nutriente que contribuye a la eutroficación de las aguas.

A) VVV B) VFV C) VFF
D) VVF E) FFV

25. Señalar lo incorrecto respecto a los compuestos clorofluorocarbonados (CFC).

A) Se han usado ampliamente como gases dispersores, agentes espumantes para plásticos y en sistemas de aire acondicionado.
B) A temperatura ambiente, estos compuestos son gases o líquidos de bajo punto de ebullición.
C) Son solubles en agua e inertes respecto a la mayor parte de las sustancias en el ambiente.
D) Los CF se difunden en la estratósfera, donde la radiación UV los descompone para liberar átomos de cloro en forma de radicales libres muy reactivos.
E) Los CFC, también conocidos como freones, destruyen la capa de ozono.

26. Señalar verdadero (V) o falso (F) según corresponda respecto al efecto invernadero y sus precursores:

I. El efecto invernadero es el fenómeno de calentamiento global provocado, principalmente por la acumulación de CO_2.
II. El metano, los CFC y el vapor de agua.
III. El metano tiene una menor eficiencia de calentamiento global respecto al dióxido de carbono.
IV. Los gases de invernadero retienen eficazmente la radiación infrarroja que provoca el calentamiento del planeta.

A) VFVV B) VVFV C) VFFV
D) VVVV E) FVFV

27. Con relación a la lluvia ácida:

I. Se genera principalmente por la presencia de óxidos de azufre en la atmósfera.
II. La lluvia ácida provoca el incremento del pH de las aguas.
III. Los óxidos de nitrógeno también contribuyen a la formación de lluvia ácida.
Es correcto afirmar:

A) I y II B) I y III C) II y III
D) I, II y III E) Solo II

28. Señalar el número de proposiciones correctas:

I. El dióxido de carbono es producido principalmente por la quema de combustibles fósiles.
II. El ozono es un contaminante que provoca el envejecimiento del caucho.
III. El $CO_{2(g)}$ absorbe la radiación infrarroja y no permite que esta escape al espacio exterior.
IV. El metano presenta un potencial de calentamiento global superior al del dióxido de carbono.

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

29. Señalar el número de proposiciones verdaderas respecto al monóxido de carbono:

I. Se produce principalmente por la combustión incompleta de combustibles fósiles.
II. Es un gas incoloro pero puede ser percibido fácilmente en el ambiente por su olor desagradable.
III. El principal síntoma de envenenamiento con monóxido de carbono es la somnolencia.
IV. El monóxido de carbono reduce la capacidad de la hemoglobina de la sangre para transportar oxígeno.

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

30. Respecto a las celdas de combustión, indicar cuántas proposiciones son correctas:

I. Son celdas electroquímicas, donde el combustible y el oxidante se suministran de manera continua.
II. En principio, una celda de combustible opera como una batería.
III. Se puede utilizar cualquier sustancia como catalizador.
IV. Genera corriente eléctrica por combustión de sus componentes.
V. Las celdas de combustión no almacenan energía química, por lo que es necesario realimentar continuamente los reactivos y eliminar los productos.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

31. Respecto a la ecología, indicar cuántas proposiciones son correctas:

I. Es la ciencia que estudia las relaciones entre los seres vivos y su medio ambiente.
II. El medio ambiente es el entorno físico así como la totalidad de los seres vivos que comparten dicho entorno.
III. En las últimas décadas se ha hecho evidente que el equilibrio ecológico se ha roto en muchos niveles del planeta por lo que la ecología ha cobrado una enorme importancia.
IV. La crisis ecológica se evidencia en la aparición de problemas muy serios como el calentamiento de la atmósfera, la incapacidad de los sistemas naturales de reciclar los desechos producidos por la población mundial y la escasez de recursos básicos como el agua o la tierra arable.
V. El ecosistema es la unidad que forman los organismos que viven en un área y el medio físico con el que interactúan.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

32. Con respecto a la contaminación, indicar cuántas proposiciones son correctas:

I. Los gases del efecto invernadero existen de modo natural en la atmósfera de la Tierra, pero los científicos han encontrado que las actividades humanas han incrementado su proporción en la mezcla de gases que constituyen a la atmósfera.
II. Una alternativa para atenuar la contaminación del aire es el uso de la energía solar.
III. La contaminación acústica genera alteraciones nerviosas en las personas afectadas.
IV. La contaminación radioactiva puede provocar la contaminación de alimentos y mutaciones.
V. El ozono es uno de los componentes del esmog fotoquímico.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

33. Respecto a la contaminación, indicar cuántas proposiciones son correctas:

I. Los compuestos dorados como los cloro, fluorcarbonos son causantes del deterioro de la capa de ozono.
II. La eutrofización de las aguas disminuye el oxígeno disuelto por lo cual aumenta el DBO.
III. La contaminación del aire proviene principalmente del uso de combustibles fósiles.
IV. El dióxido de azufre, monóxido de nitrógeno, hidrocarburo. freón-12 son contaminantes primarios.
V. El ácido sulfúrico, el ozono, el ácido carbónico son contaminantes secundarios.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

34. Respecto a la nanotecnología, indicar cuántas proposiciones son correctas:

I. Ha creado materiales novedosos a un costo muy elevado.
II. Los nanotubos pueden usarse como microtuberías para separar mezclas gaseosas.
III. Un nanotubo ideal, sin defectos, es poco resistente y elástico.
IV. Se utiliza en sistemas de magnetoresistencias gigantes para almacenamiento magnético de la información.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 0

35. Respecto a la biotecnología, indicar cuántas proposiciones son correctas:

I. Ha desarrollado microorganismos (bacterias, levaduras, etc.) especializados en ciertos procesos muy útiles en la industria.
II. La ingeniería genética no está relacionada con la biotecnológicas.
III. La unión de la medicina tradicional con técnicas biotecnológicas, ha cobrado especial relevancia desde la reciente secuenciación del genoma humano.
IV. La biotecnología moderna utiliza técnicas denominadas en su conjunto ingeniería genética, para modificar y transferir genes de un organismo a otro.
V. Los antibióticos son sustancias que se usan para matar o inhibir el crecimiento de las bacterias.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

36. ¿Qué compuesto químico no es un contaminante primario?

A) NO_2 B) SO_2 C) CO
D) CO_2 E) H_2SO_4

37. El fósforo contenido en los detergentes resulta perjudicial para el medio ambiente, pues produce la (el) ..... de las aguas residuales.

A) ionización B) purificación
C) eutrofización D) descomposición
E) endurecimiento

38. Señalar verdadero o falso según corresponda:

I. Los gases clorofluocarbonados en la alta atmósfera se difunden y destruyen la capa protectora de la radiación ultravioleta proveniente del espacio exterior.
II. Los freones son compuestos clorofluorcarbonados.
III. Los clorofluorcarbonados se encuentran en los rociadores o spray para desodorantes y muchos sistemas de refrigeración.

A) VVV B) VVF C) FFF
D) FVV E) FFV

39. ¿Qué compuesto afecta la capa de ozono?

A) CO_2 B) CO C) CH_4
D) CH_3Cl E) $CFCl_3$

40. ¿Cuál de las siguientes propiedades del CO_2 hace pensar que el incremento de su concentración en la atmósfera puede producir el denominado efecto invernadero?

A) Puede condensarse y formar hielo seco.
B) Con la humedad, forma ácido carbónico.
C) Es menos denso que el aire.
D) Absorbe las radiaciones infrarrojas.
E) Se descompone en monóxido de carbono.

41. En el proceso de reformación:

A) Aumenta la detonancia
B) Se obtiene sustancias de mayor peso molecular.
C) Se lleva a cabo la deshidrogenación.
D) Aumenta la ramificación.
E) Es el cracking térmico.

42. Marque verdadero (V) o falso (F) con respecto al octanaje.

I. Es el poder antidetonante o capacidad de resistir la detonación durante el proceso de combustión de un motor de gasolina.
II. Está en razón directa a la relación de compresión.
III. Se determina comparando el rendimiento de una gasolina con el de una mezcla de n–heptano, el cual produce un intenso golpeteo al combustionar debido al isooctano; el cual posee alto poder antidetonante.
IV. Una mezcla de 97% de heptano y 3% de isooctano significa una gasolina de 97 octanos.

A) FFVF B) FVVF C) FFFF
D) FVVV E) VVFF

43. Ordene según su volatilidad decreciente de los siguientes destilados del petróleo:

I. Diesel
II. Ligroína
III. Gas licuado
IV. Aceite lubricante.

A) III - IV - I - II B) II - III - IV - I
C) III - II - I - IV D) I - II - III - IV
E) I - III - IV - II

44. Respecto al cracking térmico, indique el número de proposiciones verdaderas.

I. Se realiza a mayor presión que el cracking catalítico.
II. La gasolina obtenida por este procedimiento tiene mayor octanaje que mediante el cracking catalítico.
III. Se origina ruptura de moléculas pesadas.
IV. Se usa aluminio sobre un lecho fluido.

A) 0 B) 1 C) 2
D) 3 E) 4

45. El petróleo se extrae del subsuelo, entre sus características no es correcto afirmar.

I. Existen petróleos de base parafínica, asfáltica y mixta.
II. El poder calorífico es menor cuando su densidad es mayor.
III. Está formado por sólidos, líquidos y gases.
IV. Es más denso que el agua.
V. La coloración es más oscura si es de base asfáltica.

A) VVVFV B) VVVFF C) FVVVF
D) FVVFF E) VFVFV

46. Señale verdadero (V) o falso (F).

I. Uno de los productos de destilación del petróleo es el asfalto.
II. El éter de petróleo es un destilado pesado.
III. La gasolina se obtiene por destilación del petróleo entre el rango de 85 °C – 200 °C.
IV. Por cracking térmico se obtiene gasolina de menor calidad con respecto al cracking catalítico.
V. Los alquenos obtenidos por cracking se emplean en la industria de los polímeros.

A) VFVVV B) FVVVV C) FFVVV
D) VVVVV E) FFFVV

47. De los productos de la destilación del petróleo no se pueden obtener (con tratamientos adicionales):

A) Lubricantes, asfaltos y parafinas sólidas.
B) Gasolina y kerosene.
C) GLP
D) Coke, para la fabricación del acero.
E) Rayón acetato.

48. Marque verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Cuanto más violenta y explosiva sea la combustión de la gasolina, será mayor el octanaje.
II. Una gasolina de 90 octanos contiene 90% en volumen de isooctano y 10% en volumen de n - heptano.
III. El tetraetilo de plomo es un aditivo que se usa en las gasolinas ecológicas.
IV. El tolueno posee mayor octanaje que el isopentano.

A) FVFF B) FFFF C) FFFV
D) VFFF E) FVFV

49. A continuación se tiene una serie de fracciones de petróleo. Señaie cuál de ellos es más liviano.

A) Gas licuado
B) Éter de petróleo
C) Gasolina para avión
D) Gasolina para automóviles
E) Diesel

50. Uno de los siguientes compuestos no es un derivado del petróleo.

A) Kerosene
B) Aceite lubricante
C) Naftalina
D) Gasolina
E) Gas licuado

51. Las principales fracciones obtenidas del petróleo a bajas temperaturas (menores de 150 °C) son:

A) Asfalto y gasolina
B) Gasoil y kerosene
C) Éter de petróleo y gasolina
D) Aceites lubricantes y éter de petróleo
E) Alquitrán e impermeabilizantes

52. A continuación, se presenta una relación de productos de petróleo, indique cuántos no se usan habitualmente como combustibles.

I. Gas
II. Gasolina 84 octanos
III. Nafta para lámpara
IV. Kerosene para cocinar
V. Diesel para motores
VI. Diesel para hornos y caideros
VII. Asfalto sólido
VIII. Parafina pesada

A) 2 B) 1 C) 3 D) 5 E) 4

53. ¿Cuántas de las relaciones referidas al petróleo que se muestran a continuación son verdaderas?

I. Parafínicos : alcanos
II. Olefínicos: Etilénicos
III. Petróleo: Mezcla de parafínicos y aromáticos
IV. Asfalto: Peso molecular elevado
V. Nafténicos: Cadenas ramificadas.

A) 2 B) 3 C) 4 D) 1 E) 5

54. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Cracking térmico, pone en juego la temperatura como agente de activación para la ruptura de las moléculas.
II. Cracking catalítico, el objetivo es disminuir la temperatura de operación, utilizando catalizadores (Fe, Cr,...) como agente de activación para la ruptura de las moléculas y aumentar el índice de octano.
III. Los catalizadores pierden su actividad cuando se cubren de coke.
IV. La gasolina obtenida por los medios del cracking catalítico, es de mejor calidad que la gasolina obtenida por cracking térmico.

A) VVFV B) VVFF C) VFFV
D) VVVV E) VVVF

55. El petróleo cuando ingresa a la columna de destilación es calentado en el rango de temperatura (360 °C – 420 °C). Indique cuántas relaciones son falsas.

I. Gas de petróleo ($C_1 \rightarrow C_4$) gas para petroquímica.
II. Éter de petróleo (40 °C – 70 °C) disolvente en pinturas.
III. Gasolina ($C_6 \rightarrow C_{10}$) combustible de motores.
IV. Kerosene (180 °C → 280 °C) combustible doméstico.
V. Gasoil (280 °C → 360 °C) gas liviano.
VI. Alquitrán electrodos ($C_{20} - C_{50}$) fabricación de electrodos.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

56. Indique verdadero (V) o falso (F) en las relaciones que se muestran a continuación.

I. El número de octano aumenta mediante los procesos como cracking térmico y cracking catalítico.
II. A la gasolina se añade NaOH, para neutralizar los RHS que existen disueltos (endulzamiento).
III. $Pb(C_2H_5)_4$ se añade para retardar la formación de peróxidos que adelantan la denotación.
IV. Cuando más comprimida se encuentra la mezcla en el instante de ignición, mayor será el rendimiento en un motor.
V. El crudo una vez extraído requiere de tratamientos previos, antes de ingresar a la columna de destilación.

A) VFFVV B) VFFFV C) FFFVV
D) FVFVF E) FVVVF

57. Ordene de mayor a menor según el incremento en el octanaje de las gasolinas.

I. Benceno
II. n - octano
III. 2 - metil - 2 - noneno
IV. 2,4 - dimetil hexano

A) I - IV - III - II B) II - IV - III - I
C) I - III - II - IV D) I - III - IV - II
E) II - IV - I - III

58. Indique la fracción que no es producto de una destilación fraccionada del petróleo.

A) Kerosene
B) Gasolina
C) Gasoil
D) Asfalto y coke de petróleo
E) Éter de petróleo

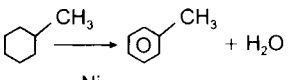
59. Respecto a la gasolina ecológica, es incorrecto afirmar que:

A) No produce contaminación ambiental, en gran medida.
B) Contiene solo isooctano.
C) Contiene un alqueno ramificado en su composición.
D) Contiene hidrocarburos aromáticos.
E) Para su obtención se utiliza el cracking catalítico.

60. Relacione correctamente según corresponde la reacción y el proceso en el aumento del octanaje.

I. $(CH_3)_3CH + (CH_3)_2CH = CH_2 \xrightarrow{H_2SO_4} (CH_3)_2CH - CH_2C(CH_3)_3$

II. $C_8H_{18} \xrightarrow{Al_2O_3} CH_3 - C(CH_3)_2 - CH_2 - CH(CH_3) - CH_3$

III. 

IV. $C_{18}H_{38} \xrightarrow{Ni}$ iso–octano + 2 –metil–2–noneno

a. Isomerización
b. Cracking catalítico
c. Alquilación
d. Reformación

A) Ia – IIb – IIIc – IVd
B) Ic – IIa – IIIb – IVd
C) Ic – IIb – IIIa – IVd
D) Ic – IIa – IIId – IVb
E) Ib – IIc – IIIa – IVd

61. El proceso de cracking del petróleo consiste en:

A) La polimerización de las fracciones ligeras del petróleo.
B) La pirólisis térmica o catalítica de hidrocarburos de elevado peso molecular.
C) La separación del gas natural disuelto en el petróleo.
D) La destilación fraccionada de los hidrocarburos livianos.
E) La eliminación de los compuestos sulfurados disueltos en el petróleo.

62. El carbón mineral, que se forma por la descomposición gradual de las plantas durante millones de años, está distribuido en todo el mundo. Hay varias formas de carbón que difieren en composición y contextura; por ejemplo, la antracita es la forma más dura de carbón mineral, mientras que la hulla bituminosa o semibituminosa es más blanda.

Determine qué forma de carbón se forma artificialmente por destilación destructiva en ausencia de aire.

A) Antracita
B) Coque
C) Hulla bituminosa
D) Hulla semibituminosa
E) Lignito

63. ¿Qué gas noble no es un componente del aire atmosférico?

A) He
B) Rn
C) Kr
D) Ar
E) Xe

64. Por descomposición de residuos orgánicos (principalmente heces de animales como el cuy o el cerdo) y por el tratamiento con determinadas bacterias se ha logrado obtener gas natural, este gas es el:

A) C_3H_8
B) CH_4
C) CO_2
D) N_2
E) C_4H_{10}

65. ¿Qué podemos hacer para disminuir la generación de residuos sólidos?

I. Reducir la cantidad de desechos que generamos comprando y usando inteligentemente los productos de consumo.
II. Reutilizar los productos de desecho cada vez que sea posible.
III. Reciclar los desechos sólidos.

A) I
B) II
C) III
D) II y III
E) I, II y III

CLAVES

1. D	10. C	19. A	28. E	37. C	46. C	55. A	64. B
2. E	11. A	20. B	29. D	38. A	47. E	56. A	65. E
3. D	12. A	21. D	30. D	39. E	48. C	57. D	
4. B	13. D	22. D	31. E	40. D	49. A	58. D	
5. D	14. E	23. D	32. E	41. C	50. C	59. B	
6. A	15. E	24. A	33. E	42. E	51. C	60. D	
7. B	16. A	25. C	34. B	43. C	52. B	61. B	
8. E	17. E	26. B	35. D	44. B	53. B	62. B	
9. B	18. D	27. B	36. E	45. A	54. D	63. B	